

جمهورية مصر العربية
وزارة التربية والتعليم
والتعليم الفنى
الإدارة المركزية لشئون الكتب



الكيمياء

الصف الثانى الثانوى

إعـــداد

أ.د. محمد سمير عبدالمعز
أ.د. جابر عبدالوهاب العنانى
د. أحمد فؤاد الشايب
أ. إبراهيم عليوة همام
أ. سميحة السيد على

لجنة التعديل والتطوير

أ.د. محمد سمير عبدالمعز
أ. إلهام أحمد إبراهيم
أ. محمد كمال الشاذلى
أ. نعيم نعيم شيحة

الإشراف العلمى
مكتب مستشار مادة العلوم
الإشراف التربوى
مركز تطوير المناهج والمواد التعليمية

٢٠١٩ - ٢٠٢٠ م

في إطار تطوير التعليم لمواكبة المتغيرات العالمية والمحلية واستكمالا للجهود الحثيثة التى تقوم بها وزارة التربية والتعليم للارتقاء بمستوى محتويات المناهج الدراسية وربطها بالمجتمع والبيئة فقد كلف الأستاذ الدكتور/ وزير التربية والتعليم نخبة من اساتذة الجامعات المتخصصين بالتعاون والتنسيق مع موجهى الكيمياء بالوزارة وبمشاركة مؤلفى الكتاب السابق لإعادة تقييم ومراجعة المحتوى العلمى لمادة الكيمياء للصف الثانى الثانوى.

ولقد قامت اللجنة المكلفة بإجراء التعديلات والإضافات اللازمة التى أدت إلى:

(١) التخلص من التكرار والحشو غير المبرر واستبعاد الأجزاء التى سبق للطالب دراستها، وإعادة صياغة بعض أجزاء الكتاب بطريقة منطقية متسلسلة ومنظمة.

(٢) إضافة بعض المفاهيم والتطبيقات لمواكبة الاتجاهات العلمية الحديثة.

(٣) ربط موضوعات الدراسة بالحياة اليومية وتأثيراتها البيئية وتطبيقاتها الصناعية.

(٤) الاهتمام بالمعالجات الرياضية فى فهم بعض الموضوعات بهدف تقوية الجوانب الفكرية.

(٥) إدخال بعض الموضوعات التى تتيح للطالب إجراء تجاربها معمليا لاكتساب مهارات عملية.

(٦) إعداد بعض الأشكال التوضيحية وتوظيفها لخدمة المفاهيم العلمية.

(٧) تحديد الأهداف المرجوة من دراسة كل فصل من فصول الكتاب وضعت فى مقدمته لتعطى مؤشرا للطالب والمعلم على مدى ما حققه.

(٨) تنوع التقييم ليتضمن قياس المستويات المختلفة للتعليم.

والكتاب فى صورته الحالية يحتوى على أربعة ابواب تتكامل وتترابط فيما بينها وتعكس تناغما مع محتويات كتب الكيمياء فى المناهج العالمية وتشمل على تطبيقات صناعية وبيئية مفيدة.

وتتضمن اهتماما واضحا بتنمية قدرات الفهم والتحليل والابتكار وتتمشى مع المعايير القومية التى وضعتها الوزارة لتطوير منهج الكيمياء.

وقد تم تزويد الكتاب بروابط على بنك المعرفة المصرى

www.ekb.eg

منها ما هو فى سياق الموضوعات ، ومنها ما هو إثرائى لتعميق المعرفة والفهم تشجيعًا للطلاب على المزيد من البحث والاطلاع.

نتمنى أن يكون هذا الكتاب فى صورته الجديدة مصدرًا مفيدًا للعلم والمعرفة فى مجال الكيمياء وأن يحقق الغاية المرجوة وأن يكون خير معين لطلابنا الذين نتمنى لهم النجاح والتوفيق.

لجنة التطوير


الكيمياء
الصف الثانى الثانوى

الباب الأول

بنية الذرة



فى نهاية دراسة الطالب لباب بنية الذرة ينبغى أن يكون قادرا على أن:

- يتعرف المنظور التاريخى لبنية الذرة.
- يتعرف خواص أشعة الكاثود.
- يتعرف نموذج رذرفورد.
- يحدد أسباب قصور النموذج الذرى لـ «بور».
- يفسر أهم التعديلات التى أدخلتها النظرية الذرية الحديثة على تركيب الذرة.
- يشرح مفهوم السحابة الإلكترونية ومفهوم الأوربيتال.
- يحدد أعداد الكم الأربعة للإلكترون فى الذرة.
- يوزع التركيب الإلكترونى للذرة طبقا لكل من مبدأ البناء التصاعدى وقاعدة هوند ومبدأ الاستبعاد لباولى.
- يقدر جهود العلماء فى تقدم علم الكيمياء.

بنية الذرة Atomic Structure

مقدمة:

- تساءل الإنسان منذ القدم عن ماهية المادة وتركيبها، وللإجابة على هذا التساؤل تخيل ديموقراطيس (فيلسوف إغريقى) إمكانية تجزئة أية قطعة مادية إلى أجزاء، وتجزئة هذه الأجزاء إلى ما هو أصغر منها، وهكذا حتى يمكن الوصول إلى أجزاء لا تقبل التجزئة أو الانقسام- كل جزء منها يمثل جسما أطلقوا عليه اسم الذرة (atom*).

- رفض أرسطو (Aristotle) فى القرن الرابع قبل الميلاد فكرة الذرة وتبنى فكرة أن:

(كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتألف من مكونات أربعة هى: (الماء والهواء والتراب والنار).

واعتقد العلماء أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة مثل الحديد أو النحاس إلى مواد نفيسة كالذهب وذلك بتغيير نسب هذه المكونات الأربعة فيها.

وقد تسببت هذه الفكرة غير المنطقية فى شل تطوير علم الكيمياء لأكثر من ألف عام.

- رفض العالم الإيرلندى بويل (Boyle) عام 1661 مفهوم أرسطو وأعطى أول تعريف للعنصر على أنه:

مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة.

وفى أوائل القرن التاسع عشر أجرى العالم الإنجليزى جون دالتون العديد من التجارب والأبحاث ووضع أول نظرية عن تركيب الذرة.

ذرة دالتون Dalton

أعلن دالتون (Dalton) عام 1803 نظريته الذرية التى افترض فيها أن:

١- العنصر يتكون من دقائق صغيرة جدًا تسمى الذرات.

٢- كل عنصر يتكون من ذرات مصمتة متناهية فى الصغر غير قابلة للتجزئة (الانقسام).

٣- ذرات العنصر الواحد متشابهة فى الكتلة، ولكنها تختلف من عنصر لعنصر آخر.

٤- تتكون المركبات من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة.

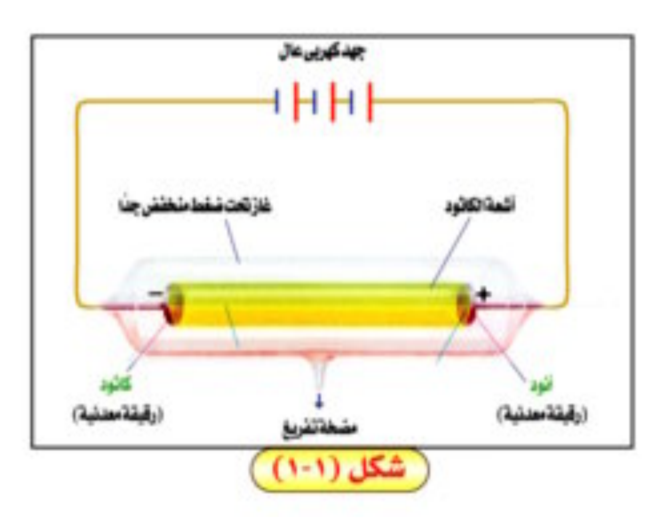
اكتشاف أشعة المهبط

فى عام 1897 أجريت تجارب على التفريغ الكهربى خلال الغازات. (جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط ودرجة الحرارة عازلة للكهرباء). إلا أنه إذا فرغت أنبوبة زجاجية من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز فيها منخفض جدا فإن الغاز يصبح موصلا للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب.

---

* a تعنى لا، tom تعنى ينقسم (فى اللغة الإغريقية)

وإذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالى 10.000 فولت يلاحظ انطلاق سيل من الاشعة غيرالمنظورة من المهبط تسبب وميضا لجدار أنبوبة التفريغ.



شكل (١-١)

وسميت هذه الأشعة بأشعة المهبط Cathode rays وقد عرف فيما بعد أنها تتكون من دقائق، أطلق عليها اسم الإلكترونات.

أهم خواص أشعة المهبط.

١- تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة

٢- تسير فى خطوط مستقيمة

٣- لها تأثير حرارى.

٤- تتأثر بكل من المجال الكهربى والمجال المغناطيسى.

٥- لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز مما يثبت أنها تدخل فى تركيب جميع المواد.

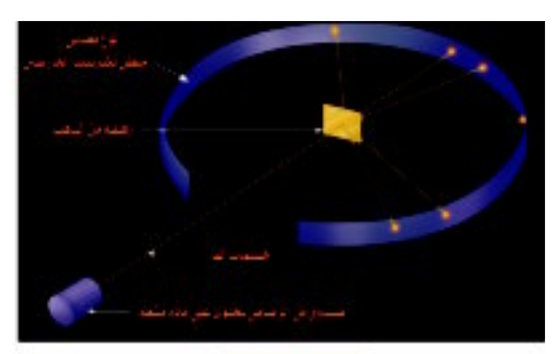
نموذج ذرة طومسون (Thomson)

استنتج طومسون (Thomson) سنة 1897 من التجارب السابقة أن:

الذرة عبارة عن كرة متجانسة من الكهرباء الموجبة مطمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة يكفى لجعل الذرة متعادلة كهربيا.

نموذج ذرة رذرفورد (Rutherford)

فى سنة 1911 أجرى جيجر ماريسدن بناء على اقتراح رذرفورد (Rutherford) تجربة رذرفورد المعملية الشهيرة باستخدام الجهاز المبين بالشكل (١-٢)


شكل (١-٢)

خطوات التجربة:

١- سمح رذرفورد لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدنى المبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين (يعطى وميضا عند مكان اصطدام جسيمات ألفا) فى عدم وجود صفيحة الذهب، وتمكن من تحديد مكان ومعدل جسيمات ألفا المصطدمة باللوح وذلك من شدة الومضات التى تظهر عليه.

٢- وضع رذرفورد صفيحة رقيقة جدا من الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح وخرج رذرفورد من مشاهداته بالاستنتاجات التالية:

المشاهدة	الاستنتاج
١- معظم جسيمات ألفا ظهر أثرها فى نفس المكان الأول الذى ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب.	١- معظم الذرة فراغ وليست كرة مصمتة كما صورها كل من دالتون وطومسون.
٢- نسبة قليلة جدا من جسيمات ألفا لم تنفذ من صفيحة الذهب وارتدت فى عكس مسارها وظهرت بعض ومضات على الجانب الآخر من اللوح.	٢- يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيزًا صغير جدًا أطلق عليه نواة الذرة.
٣- ظهرت بعض ومضات على جانبى الموضع الأول.	٣- لابد أن تكون شحنة الجزء الكثيف فى الذرة والذى تتركز فيه معظم كتلتها مشابهة لشحنة جسيمات ألفا الموجبة لذا تنافرت معه.

شكل (١-٢)

شكل تخطيطى يوضح تجربة رذرفورد

نموذج ذرة رذرفورد:

من التجربة السابقة وتجارب أخرى لغيره من العلماء تمكن رذرفورد من وضع النموذج التالى:

١- الذرة:

رغم صغرها المتناهى فهى معقدة التركيب تشبه فى تكوينها المجموعة الشمسية فهى تتركب من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب).

٢- النواة:

أصغر كثيرا من الذرة وتوجد مسافة شاسعة بين النواة وبين مدارات الإلكترونات (أى أن الذرة ليست مصمتة) وتتركز فى النواة الشحنة الموجبة ومعظم كتلة الذرة.

٣- الإلكترونات:

أ- كتلتها ضئيلة جدا إذا ما قورنت بكتلة النواة.

ب- الشحنة السالبة لجميع الإلكترونات فى الذرة تساوى الشحنة الموجبة على نواتها (أى أن الذرة متعادلة كهربيًا).

جـ- تدور حول النواة بسرعة كبيرة فى مدارات خاصة رغم قوى الجذب المتبادلة بينها وبين النواة، إلا أن قوى الجذب تتعادل مع قوى أخرى مساوية لها فى المقدار ومضادة لها في الاتجاه وهى قوى الطرد المركزى.

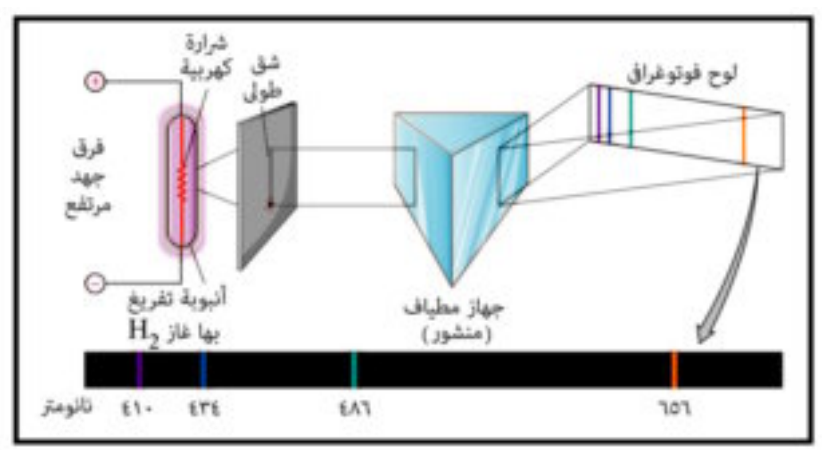
إلا أن نظرية رذرفورد لم توضح النظام الذى تدور فيه الإلكترونات حول النواة.

طيف الانبعاث للذرات Atomic Emission Spectra

عند تسخين ذرات عنصر نقى فى الحالة الغازية أو البخارية لدرجات حرارة مرتفعة، أو تعريضها لضغط منخفض فى أنبوب التفريغ الكهربى ينبعث منها إشعاع، أطلق عليه طيف الانبعاث الخطى (الطيف الخطى) line spectrum. ويظهر هذا الطيف عند فحصه بجهاز المطياف على هيئة عدد صغير محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات معتمة لذا يسمى بالطيف الخطى.

ومما هو جدير بالذكر أن علماء الفيزياء فى ذلك الوقت لم يتمكنوا من تفسير هذه الظاهرة.

وقد وجد بالتجربة أن الطيف الخطى لأى عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى .



الطيف الخطى المرئى لذرة الهيدروجين شكل (١ - ٤)

نموذج ذرة بور Bohr :

تعتبر دراسة الطيف الذرى وتفسيره هى المفتاح الذى حل لغز التركيب الذرى وهو ما قام به العالم الدانماركى (نيلز بور Nelis Bohr) سنة 1913 واستحق عليه جائزة نوبل سنة 1922.

فروض (بور)

استخدم (بور) بعض فروض (رذرفورد) عن تركيب الذرة وهى:

١- توجد فى مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.

٢- عدد الإلكترونات السالبة يساوى عدد الشحنات الموجبة التى تحملها النواة.

٣- أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طاردة مركزية تتعادل مع قوة جذب النواة للإلكترون، ثم أضاف إلى فروض (رذرفورد) الفروض التالية:

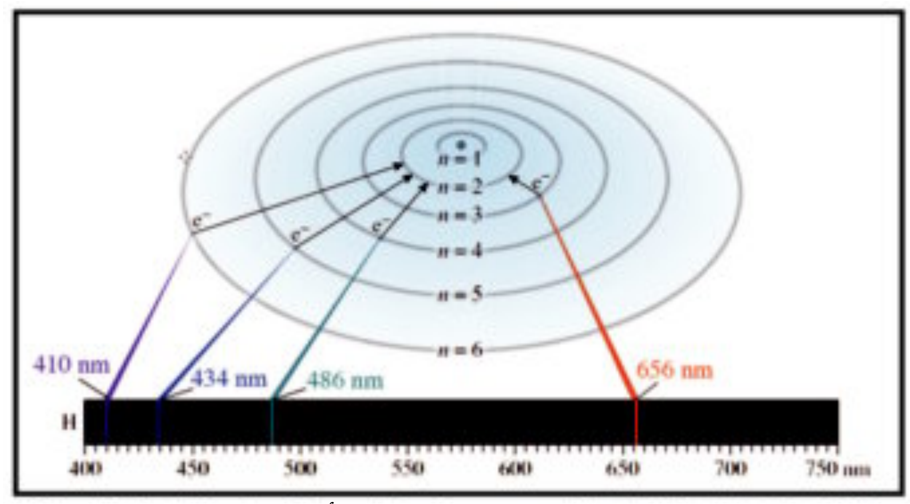
٤- تتحرك الإلكترونات حركة سريعة حول النواة دون أن تفقد أو تكتسب أى قدر من الطاقة.

٥- تدور الإلكترونات حول النواة فى عدد من مستويات الطاقة المحددة والثابتة، وتعتبر الفراغات الموجودة بين هذه المستويات منطقة محرمة تماما لدوران الإلكترونات.

٦- للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى طاقته عن النواة، وتتزايد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره.

ويعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسى.

٧- يبقى الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة فى الحالة المستقرة، ولكن إذا اكتسب الإلكترون قدرًا معينًا من الطاقة (يسمى كوانتم أو كم) عن طريق التسخين أو التفريغ الكهربى تصبح الذرة مثارة وينتقل الإلكترون (مؤقتًا) إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على مقدار الكم المكتسب. ويكون الإلكترون فى المستوى الأعلى فى وضع غير مستقر لا يلبث أن يعود إلى مستواه الأصلى، ويفقد نفس الكم من الطاقة الذى كان قد اكتسبه أثناء إثارته على هيئة إشعاع من الضوء له طول موجى وتردد مميز ينتج طيفا خطيا مميزا.



يتكون الطيف الخطى المرئى للهيدروجين من أربعة خطوط ملونة(١ - ٥)

٨- هناك كثير من الذرات تمتص كمات مختلفة من الطاقة فى نفس الوقت الذى تشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة. ونتيجة لذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التى تنتقل الإلكترونات منها، وذلك يفسر خطوط الطيف لذرة الهيدروجين.

ومن الملاحظات التى يجب أن تؤخذ فى الاعتبار:

١- الكم (الكوانتم): هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل إلكترون من مستوى طاقة إلى أى مستوى طاقة آخر.

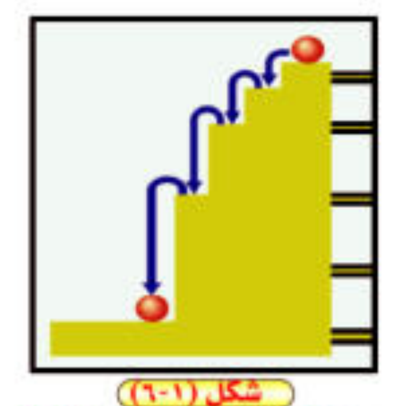
٢- أوضحت حسابات بور لأنصاف أقطار مستويات الطاقة ومقدار طاقة كل مستوى، أن الفرق فى الطاقة بينها ليس متساويا فهو يقل كلما بعدنا عن النواة، وعلى ذلك فالكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة المختلفة ليس متساويا.

٣- الإلكترون لا يستقر أبدا فى أية مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هى أماكن مستويات الطاقة.

وقد نجح النموذج الذرى الذى وضعه (بور) إلى حد بعيد فيما يلى:

أ- تفسير طيف الهيدروجين تفسيرًا صحيحًا.

ب- أدخلت نظرية (بور) فكرة الكم فى تحديد طاقة الإلكترونات فى مستويات الطاقة المختلفة لأول مرة.



شكل (١-٦)
يوضح تمثيل مستويات الطاقة فى الذرة كما صورها «بور» بدرجات سلم.

قصور النموذج الذرى لـ (بور):

رغم الجهود العظيمة التى بذلها (بور) لوضع تصور للنموذج الذرى إلا أن الحسابات الكمية لنظريته لم تتوافق مع نتائج تجريبية كثيرة، ومن أهم عيوب نظرية (بور) ما يلى:

١- النموذج الذى وضعه (بور) كان ينصب أساسًا على ذرة الهيدروجين وهى أبسط نظام إلكترونى فقد فسر بنجاح خطوط طيف الهيدروجين فقط ولكنه فشل فى تفسير طيف أى عنصر آخر حتى ذرة الهيليوم التى تحتوى على إلكترونين فقط.

٢- اعتبر أن الإلكترون مجرد جسيم مادى سالب ولم يأخذ فى الاعتبار أن له أيضًا خواص موجية.

٣- افترض أنه يمكن تعيين كل من مكان وسرعة الإلكترون بكل دقة فى نفس الوقت. والواقع أن هذا يستحيل عمليًا.

٤- بينت معادلات نظرية (بور) أن الإلكترون عبارة عن جسيم يتحرك فى نظام دائرى مستوى. وهذا يعنى أن ذرة الهيدروجين مسطحة. وقد ثبت بعد ذلك أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة.

كانت هذه أسبابًا كافية لإدراك قصور نظرية (بور) مما حدا بالعلماء إلى تكملة المسيرة بغرض التوصل إلى معرفة التركيب الذرى كما هو فى الحقيقة.

تعميق المعرفة

لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:



أسس النظرية الذرية الحديثة :

قامت النظرية الحديثة فى تركيب الذرة على تعديلات أساسية فى نموذج (بور) وكان أهم هذه التعديلات ما يلى:

أ- الطبيعة المزدوجة للإلكترون. ب- مبدأ عدم التأكد لـ (هايزنبرج)

جـ- النظرية الميكانيكية الموجية للذرة.

أ- الطبيعة المزدوجة للإلكترون Dual Nature:

اعتبرت النظريات السابقة أن الإلكترون مجرد جسيم صغير سالب الشحنة. ولكن اثبتت التجارب أن للإلكترون طبيعة مزدوجة بمعنى أنه جسيم مادى له خواص موجية.

ب- مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج) Uncertainity Principle of Heisenberg:

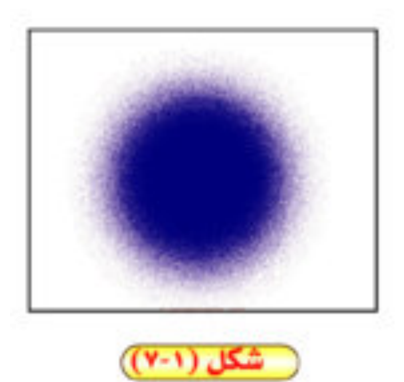
افترضت نظرية (بور) أنه يمكن تحديد مكان الإلكترون وسرعته معًا بكل دقة فى نفس الوقت. وقد توصل (هايزنبرج) باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ مهم وهو أن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معا فى وقت واحد يستحيل عمليا، وإنما يمكننا أن نقول من المحتمل بقدر كبير أو صغير وجود الإلكترون فى هذا المكان أو ذاك. أى أن التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب.

جـ- النظرية الميكانيكية الموجية للذرة (Wave - Mechanics theory of the atom)

تمكن العالم النمساوى (شرودنجر Schrodinger) فى عام 1926 تأسيسًا على أفكار (بلانك) و(أينشتين) و(دى برولى) و(هايزنبرج) من تأسيس النظرية الميكانيكية الموجية للذرة ومن وضع المعادلة الموجية التى يمكن تطبيقها على حركة الإلكترون فى الذرة ويمكن بحلها إيجاد مستويات الطاقة المسموح بها، ويمكن تحديد منطقة حول النواة التى يزيد فيها احتمال تواجد الإلكترونات فى كل مستوى طاقة، وبهذا تغير مفهومنا لحركة الإلكترونات حول النواة. بعد أن كنا نعرف أن الإلكترونات تسير فى مدارات محددة ثابتة والمناطق التى بين هذه المدارات تعتبر مناطق محرمة على الإلكترونات.

وقد استخدم مفهوم السحابة الإلكترونية Electron cloud للتعبير عن المنطقة من الفراغ المحيطة بالنواة، والتى يحتمل وجود الإلكترون فيها من كل الاتجاهات والأبعاد

ويوجد داخل السحابة الإلكترونية مناطق يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها، يطلق على كل منها مصطلح الأوربيتال orbital



شكل (١-٧)

السحابة الإلكترونية

وقد أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشرودنجر أربعة أعداد سميت بأعداد الكم .

أعداد الكم: Quantum numbers

يلزم لتحديد طاقة الإلكترون فى الذرات عديدة الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم التى تصفه وعددها أربعة وهى:

١- عدد الكم الرئيسى (n) الذى يصف بعد الإلكترون عن النواة

٢- عدد الكم الثانوى(ℓ) الذى يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية

٣- عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) : الذى يصف شكل ورقم الأوربيتال الذى يوجد به الإلكترون

٤- عدد الكم المغزلى m_s: الذى يصف الدوران المغزلى للإلكترون.

أولًا: عدد الكم الرئيسى Principal Quantum Number: (n)

أ- هو عدد سبق أن استخدمه (بور) فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين ويرمز له بالرمز (n) ويستخدم فى تحديد ما يلى:

١- رتبة مستويات الطاقة الرئيسية أو الأغلفة الإلكترونية وعددها فى أثقل الذرات المعروفة وهى فى الحالة المستقرة ground state تساوى سبعة.

٢- عدد الإلكترونات (e) التى يتشبع بها مستوى طاقة معين تساوى ضعف مربع رقم الغلاف ($2n^2$) حيث (n) تساوى رقم الغلاف:

فالغلاف الأول (K) يتشبع بـ $2\,(1)^2 = 2e^-$

والغلاف الثانى (L) يتشبع بـ $2\,(2)^2 = 8e^-$

والغلاف الثالث (M) يتشبع بـ $2\,(3)^2 = 18e^-$

والغلاف الرابع (N) يتشبع بـ $2\,(4)^2 = 32e^-$

ولا ينطبق هذا القانون على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع، فالمستوى الخامس مثلا يمكن أن يتسع نظريًا إلى خمسين إلكترون والسادس يتسع إلى ٧٢ إلكترون وهكذا إلا أن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد إلكترونات أى مستوى عن ٣٢ إلكترون.

ب- عدد الكم الرئيسى دائما عدد صحيح ويأخذ القيم ١، ٢، ٣، ٤، ....ولا يأخذ قيمة zero أو قيما غير صحيحة. وينقسم كل مستوى طاقة رئيسى إلى عدد من المستويات الفرعية (تحت المستويات) لها طاقة تحدد القيم التى يأخذها عدد يسمى عدد الكم الثانوى .

ثانيًا: عدد الكم الثانوى (ℓ) Subsidary Quantum Number ويتميز بما يلى:

أ- يحدد مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى.

ب- المستوى الرئيسى يحتوى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية يساوى رقمه.

جـ- تأخذ المستويات الفرعية الرموز والقيم الموضحة بالجدول التالى:

رموز المستويات الفرعية	s	p	d	f
قيم عدد الكم الثانوى (ℓ) [(0 : (n - 1)]	0	1	2	3

ويلاحظ اختلاف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسى عن بعضها فى الطاقة اختلافا بسيطا شكل (١-٨) ويمكن ترتيبها حسب طاقتها كما يلى:

f > d > p > s


شكل (١-٨)

ثالثًا: عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) Magnetic Quantum Number

ويتميز عدد الكم المغناطيسى بالآتى:

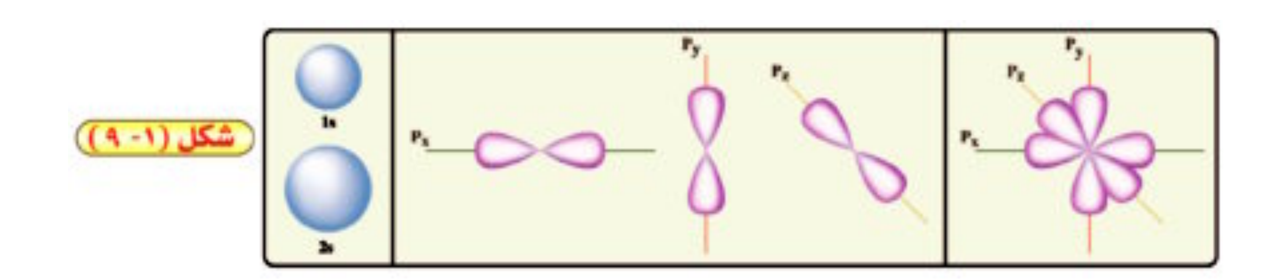
أ- يمثل عدد الكم المغناطيسى عدد الأوربيتالات التى يحتوى عليها مستوى فرعى معين واتجاهاتها الفراغية.

ب- يمثل بقيم عددية صحيحة فردية

تتراوح ما بين: ($-\ell, ...,0,....+\ell$)

ويوضح الجدول المقابل قيم عدد الكم المغناطيسى المحتملة لذرة (n=4)، فالمستوى الفرعى (s) له أوربيتال واحد وشكله كروى متماثل حول النواة، أما المستوى الفرعى (p) فهو عبارة عن ثلاثة أوربيتالات تتخذ محاورها الاتجاهات الفراغية الثلاثة x، y، z لذا يرمز لها بالرموز P_x، P_y، P_z وهى متعامدة. وتأخذ الكثافة الإلكترونية لكل أوربيتال منها شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس dumb- bells فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية شكل (١-٩).

(n)	(ℓ)	(m_ℓ)
1	0	0
2	0	0
	1	-1,0,+1
3	0	0
	1	-1,0,+1
	2	-2,-1,0+1,+2
4	0	0
	1	-1,0,+1
	2	-2,-1,0,+1,+2
	3	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3



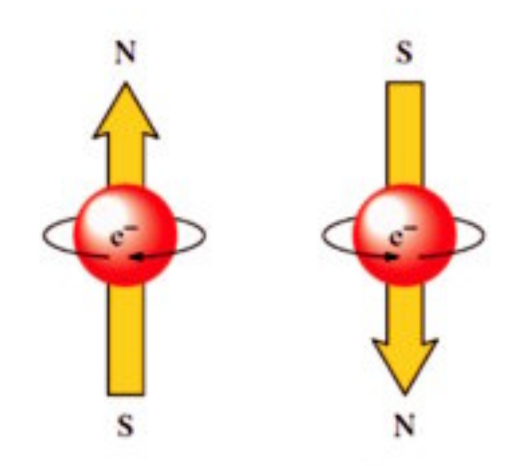
شكل (١-٩)

والمستوى الفرعى (d) عبارة عن خمسة أوربيتالات أما المستوى الفرعى (f) فهو عبارة عن سبعة أوربيتالات.

رابعًا: عدد الكم المغزلى : Spin Quantum Number (m_s)

لا يتسع أى أوربيتال لأكثر من إلكترونين يدور كل منهما حول محوره، وذلك أثناء دورانه حول النواة (ويمكن تخيل ذلك لو تصورنا دوران الأرض حول نفسها أثناء دورانها حول الشمس).

وبالرغم من أن إلكترونى الأوربيتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة فقد يتبادر إلى الذهن أنهما قد يتنافران، إلا أن ما يحدث فعلا هو أنه نتيجة لدوران الإلكترون حول محوره فى اتجاه معين يتكون له مجال مغناطيسى يعاكس اتجاه المجال الناشئ عن دوران الإلكترون الآخر حول محوره. ويقال أن الإلكترون فى حالة ازدواج paired، ويرمز لذلك بالرمز (↑↓) شكل (١-١٠)



الحركة المغزلية لإلكترونى الأوربيتال الواحد شكل (١-١٠)

ويلاحظ الأتى على عدد الكم المغزلى:

يحدد عدد الكم المغزلى (m_s) نوعية حركة الإلكترون المغزلية. فقد تتخذ الحركة اتجاه عقربى الساعة (↑) وتكون قيمة (m_s) له ($+\frac{1}{2}$) أو عكسها (↓)، وتكون قيمة (m_s) له ($-\frac{1}{2}$)

العلاقة بين رقم المستوى الأساسى والمستويات الفرعية والأوربيتالات:

١- عدد المستويات الفرعية تساوى رقم المستوى المنتمى له، فالمستوى الأول له مستوى فرعى واحد والمستوى الثانى له مستويين فرعيين .. إلخ.

٢- عدد الأوربيتالات فى المستوى الأساسى تساوى مربع رقم n^2 ، فالمستوى الثانى له أربعة أوربيتالات هى:

$2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$ والمستوى الثالث له تسعة أوربيتالات هى، واحد فى المستوى 3s وثلاثة فى

المستوى الفرعى 3p وخمسة فى المستوى الفرعى 3d.

٣- عدد الإلكترونات التى يمكن أن يتسع لها المستوى الأساسى تساوى ضعف مربع رقم المستوى $2n^2$ ، فالمستوى الثانى يتسع لثمانية إلكترونات تتوزع كالآتى:

$2s^2, 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^2$

ويمكن تلخيص أعداد الكم للإلكترونات حتى مستوى الطاقة الثالث كما فى الجدول الآتى:

عدد الكم المغناطيسي $(m_\ell) = 2\ell + 1$	عدد الكم الثانوي (ℓ)	عدد الكم الرئيسي (n)	مستوى الطاقة الرئيسي
* يحدد عدد أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعي. * عدد الأوربيتالات. s = 1، p = 3، d = 5، f = 7	* يحدد مستويات الطاقة الفرعية. * عدد المستويات الفرعية = رقم المستوى الرئيسي.	* يحدد مستويات الطاقة الرئيسية.	
↑↓	1s	1	K
↑↓	2s	2	L
$2p_x$ ↑↓ $2p_y$ ↑↓ $2p_z$ ↑↓	2p		
↑↓	3s	3	M
$3p_x$ ↑↓ $3p_y$ ↑↓ $3p_z$ ↑↓	3p		
↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	3d		



تعميق المعرفة

لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:



قواعد توزيع الإلكترونات:

١- مبدأ باولى للاستبعاد Pauli exclasion principle

ينص مبدأ باولى على أن لا يتفق إلكترونين فى ذرة واحدة فى نفس أعداد الكم الأربعة ويوضح الجدول المقابل اتفاق إلكترونى المستوى الفرعى 3s فى قيم أعداد الكم (m_ℓ, ℓ, n) واختلافهما فى قيمتى عدد الكم المغزلى (m_s)

أعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول	3	0	0	$+\frac{1}{2}$
الإلكترون الثانى	3	0	0	$-\frac{1}{2}$

٢- مبدأ البناء التصاعدى Auf- bauprinciple

رأينا أن كل مستوى طاقة يمكن أن يحتوى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية التى تختلف عن بعضها اختلافا طفيفا فى الطاقة، لذا يكون الترتيب الحقيقى للطاقة فى الذرة هو حسب ترتيب مستويات الطاقة الفرعية.

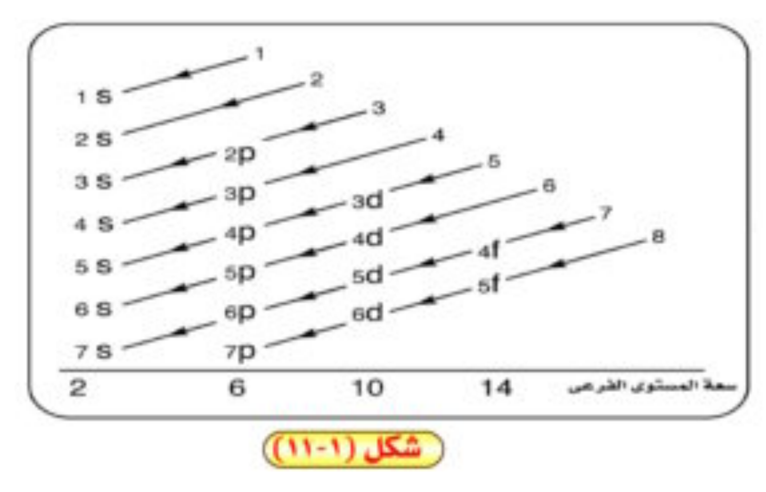
وينص مبدأ البناء التصاعدى على أنه:

(لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولا ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى)

تترتب المستويات الفرعية تصاعديا كما يلى :

Is < 2s< 2p< 3s< 3p< 4s< 4p<5s<4d<.......

ويوضح شكل (١-١١) صورة مبسطة لطريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية وذلك تبعا لاتجاه السهم.



شكل (١-١١)

طاقة 4s
$(n+\ell) = 4s$
$(n+\ell) = 4+0=4$

طاقة 3d
$(n+\ell)$ 3+2=5

طاقة 4s < طاقة 3d

تدريب : بين التوزيع الإلكترونى للذرات الآتية حسب مبدأ البناء التصاعدى

$_{11}Na$, $_{20}Ca$, $_{30}Zn$

الحــــل

$_{11}Na: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

$_{20}Ca: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$

$_{30}Zn: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$

٣- قاعدة هوند Hund's rule:

وتنص قاعدة هوند على أنه: لا يحدث ازدواج بين إلكترونين فى مستوى فرعى معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولا.

فعند كتابة التوزيع الإلكترونى لذرة النيتروجين وعددها الذرى (7) نجد أن المستوى الفرعى (2p) يحتوى على ثلاث إلكترونات. وكما نعلم أن المستوى الفرعى (2P) يحتوى على ثلاثة أوربيتالات وهى متساوية فى الطاقة، فكيف تتوزع الإلكترونات الثلاثة بين الأوربيتالات الثلاثة؟ تبعا لقاعدة هوند نجد أن كل إلكترون يشغل أوربيتالا مستقلا لأن ذلك أفضل له من جهة الطاقة. لأنه عند ازدواج إلكترونين فى أوربيتال واحد، وبالرغم من أن غزلهما معاكس إلا أن هناك قوى تنافر بينهما تعمل على تقليل استقرار الذرة (زيادة طاقتها). ويلاحظ أن الحركة المغزلية المفردة تكون فى اتجاه واحد وهذا الوضع يعطى الذرة أكبر قدر ممكن من الاستقرار.

أما فى ذرة الأكسجين : فنجد أن المستوى الفرعى (2p) به أربعة إلكترونات تتوزع ثلاثة منها أولا على الثلاثة أوربيتالات (2p) وذلك حسب قاعدة هوند، أما الإلكترون الرابع فأمامه احتمالين: إما أن يدخل أحد الأوربيتالات الثلاثة السابقة ويزدوج مع أى إلكترون موجود فيها، وهناك سيعانى من التنافر مع الإلكترون الموجود أصلا. وإما أن يصعد إلى المستوى الفرعى التالى وهو (3s) ذو الطاقة الأعلى من (2p)، إلا أنه لا يزال الأفضل من جهة الطاقة لأى إلكترونين لهما غزل متضاد أن يزدوجا فى نفس الأوربيتال عن أن ينتقل أحدهما إلى المستوي الفرعى التالى الأعلى فى الطاقة.

ويوضح المثال الآتى التوزيع الإلكترونى لذرة النيتروجين $_{7}N$ حسب قاعدة هوند:

$_{7}N : 1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$



السؤال الاول :

اختر الإجابة الصحيحة من بين الإجابات التالية :

١- أول من وضع تعريف للعنصر هو: ....

أ-دالتون   ب-رذرفورد   ج- بويل   د- طومسون

٢- المادة تتكون من مكونات أربعة (الماء والهواء والتراب والنار) تبنى هذه الفكرة : ....

أ - بور   ب - رذرفورد   ج- دالتون   د- أرسطو

٣- ما يثبت أن أشعة المهبط (cathode rays) تدخل فى تركيب جميع المواد أنها

أ- ذات تأثير حرارى   ب - تسير فى خطوط مستقيمة

ج- تتكون من دقائق مادية صغيرة   د- لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز

٤- تتكون أشعة المهبط من دقائق، أطلق عليها اسم ....

أ - جسيمات ألفا   ب - الإلكترونات   ج - الذرات   د - المدارات

٥- مبدأ عدم التأكد توصل إليه ....

أ - شرودنجر   ب - دى برولى   ج - هايزنبرج   د- أينشتين

٦- الأحرف s،p،d،f ترمز إلى ....

أ - مستويات الطاقة الأساسية   ب - مستويات الطاقة الفرعية

ج - عدد الأوربيتالات التى يحتوى عليها المستوى الفرعى

د- عدد الإلكترونات المفردة فى المستوى الفرعى الواحد

٧- عدد الكم الذى يحدد نوعية حركة الإلكترون هو ....

أ - عدد الكم الرئيسى   ب - عدد الكم الثانوى

ج - عدد الكم المغناطيسى   د-عدد الكم المغزلى

٨- أيهم يمثل التركيب الإلكترونى للنيتروجين طبقا لقاعدة هوند ....

أ - 2,5   ب - $1s^2, 2s^2, 2p^3$

جـ - $1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$ د - $1s^2, 2s^1, 2p^4$

٩- عند تسخين الغازات أو أبخرة المواد تحت ضغط منخفض إلى درجات حرارة عالية

أ - تمتص ضوءًا ب - تشع ضوءًا

ج- تطلق أشعة جاما د - تطلق أشعة ألفا

١٠- إذا امتص الإلكترون كمًّا من الطاقة فإنه ....

أ - ينتقل إلى جميع مستويات الطاقة الأعلى .

ب - ينتقل إلى مستوى الطاقة الأعلى الذى يتناسب مع كم الطاقة الممتص .

ج- ينتقل إلى أى مستوى طاقة أقل .

د - ينتقل إلى مستوى الطاقة الأقل الذى يتناسب مع كم الطاقة الممتص.

١١- يبين عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) ....

أ - رقم المستوى الأساسى فى الذرة.

ب - عدد المستويات الفرعية .

ج- عدد الأوربيتالات وأشكالها فى المستوى الفرعى .

د - عدد الإلكترونات فى الأوربيتالات واتجاهاتها.

١٢- عدد أوربيتالات المستوى الفرعى (3d) تساوي........

أ- 5 ب- 4 ج- 6 د- 7

١٣- عدد أوربيتالات مستوى الطاقة الرئيسى (n) يساوى

أ- $2n^2$ ب- $3n^2$ ج- n^2 د- $(n-1)$

١٤- أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يشغل مستوى طاقة عدد كمه الرئيسى (n) هو.....

أ- $2n$ ب- n^2 ج- $2n^2$ د- $(2n)^2$

١٥- ترتب المجموعة الآتية من مستويات الطاقة الفرعية حسب الزيادة فى طاقتها كالآتى:..........

أ- $3s < 3p < 4d < 4s$ ب- $3s < 4p < 3d < 4f$

ج- $3s < 3p < 3d < 4s$ د- $3s < 3p < 4s < 3d$

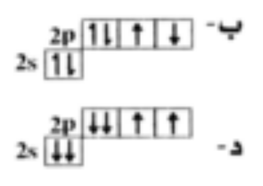
١٦- أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى الواحد تكون..........

أ- مختلفة فى الطاقة ب- متساوية فى الطاقة.

ج- مختلفة فى الشكل　　　　د- (أ، ج معا)

١٧- إحدى هذه المخططات تبين التوزيع الإلكترونى الصحيح فى المستوى الأخير لذرة الأكسجين:

أ- 2s [↑↓] 2p [↑↓][↑][↑]



ج- 2s [↑↓] 2p [↑↓][↑↓][ ]

السؤال الثانى:

- من خلال تجربة رذرفورد ومشاهداته- اكتب ما يفسر الاستنتاجات التالية:

أ- معظم الذرة فراغ وليست كرة مصمتة.

ب- يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيزًا صغيرًا جدًا (نواة الذرة).

ج- لابد أن تكون شحنة الجزء الكثيف فى الذرة والذى تتركز فيه معظم كتلتها مشابها لشحنة جسيمات ألفا الموجبة.

السؤال الثالث:

وضح كيف يمكن الحصول على أشعة المهبط؟

السؤال الرابع:

اكتب احتمالات أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير فى ذرات العناصر الآتية:

أ- البورون $_{5}B$　　　ب- الفلور $_{9}F$　　　ج- الصوديوم $_{11}Na$

السؤال الخامس:

- وضح تصور طومسون لبنية الذرة؟

السؤال السادس:

ما قيم (ℓ) الممكنة عندما يكون ($n=3$)؟

السؤال السابع:

- ما المقصود بكل من:

أ- السحابة الإلكترونية　　　　ب- الطبيعة المزدوجة للإلكترون

ج- مبدأ البناء التصاعدى　　　　د- قاعدة هوند

هـ مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج　　　　و - قاعدة باولى للاستبعاد

السؤال الثامن :

اكتب التوزيع الإلكترونى للذرات الآتية تبعا لمبدأ البناء التصاعدي:

أ - $_{35}Br$　　　ب - $_{30}Zn$　　　ج - $_{26}Fe$

د - $_{10}Ne$　　　هـ - $_{20}Ca$　　　و - $_{11}Na$

السؤال التاسع :

- علل لما يأتى :

١- الطيف الخطى لأى عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له.

٢- الإلكترون له طبيعة مزدوجة.

٣- الذرة متعادلة كهربيا.

٤- تفضل الإلكترونات أن تشغل الأوربيتالات مستقلة قبل أن تزدوج فى المستوى الفرعى الواحد.

٥- يتشبع مستوى الطاقة الفرعى (p) بستة إلكترونات بينما يتشبع مستوى الطاقة الفرعى (d) بعشرة إلكترونات.

السؤال العاشر :

أيا من أعداد الكم الآتية لأحد الإلكترونات تتضمن خطأ ؟ مع تعليل إجابتك

(a) $n = 3 , \ell = 2 , m_\ell = -1 , m_s = +\frac{1}{2}$

(b) $n = 4 , \ell = 3 , m_\ell = -2 , m_s = +\frac{1}{2}$

(c) $n = 1 , \ell = 1 , m_\ell = 1 , m_s = -\frac{1}{2}$

السؤال الحادى عشر :

اكتب قيم (ℓ) ، (m_ℓ) المحتملة لإلكترون عدد كمه الرئيسى (n=2)

الباب الثانى

الجدول الدورى وتصنيف العناصر

الأهــداف

فى نهاية دراسة الطالب لباب الجدول الدورى وتصنيف العناصر ينبغى أن يكون قادرًا على أن :

- يصف الجدول الدورى .
- يرتب المستويات الفرعية طبقا لمبدأ البناء التصاعدي.
- يستنتج نوع العنصر من خلال موقعه فى الجدول الدورى وخواصه.
- يحسب نصف قطر الذرة بمعلومية طول الرابطة.
- يفسر سبب تقلص نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين فى الدورة.
- يحدد اسم وموقع الأربعة فئات فى الجدول الدوري.
- يناقش العلاقة بين التركيب الإلكترونى فى المجموعة ورقم المجموعة.
- يعرف نصف قطر الذرة - طاقة التأين - الميل الإلكترونى والسالبية الكهربية.
- يقارن بين الميل الإلكترونى والسالبية الكهربية.
- يحدد موقع كل من الفلزات واللافلزات فى الجدول الدوري.
- يوجد العلاقة بين نصف القطر وكل من جهد التأين والميل الإلكترونى فى الفلزات واللافلزات
- يفسر العلاقة بين العدد الذرى وكل من الصفة القاعدية والحامضية
- يفسر عملية تأين المركبات الهيدروكسيلية كحمض أو كقاعدة.
- يحسب عدد تأكسد الذرة فى مركب.
- يبين التأكسد والاختزال فى تفاعلات مختلفة.

الجدول الدورى الحديث :



لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:



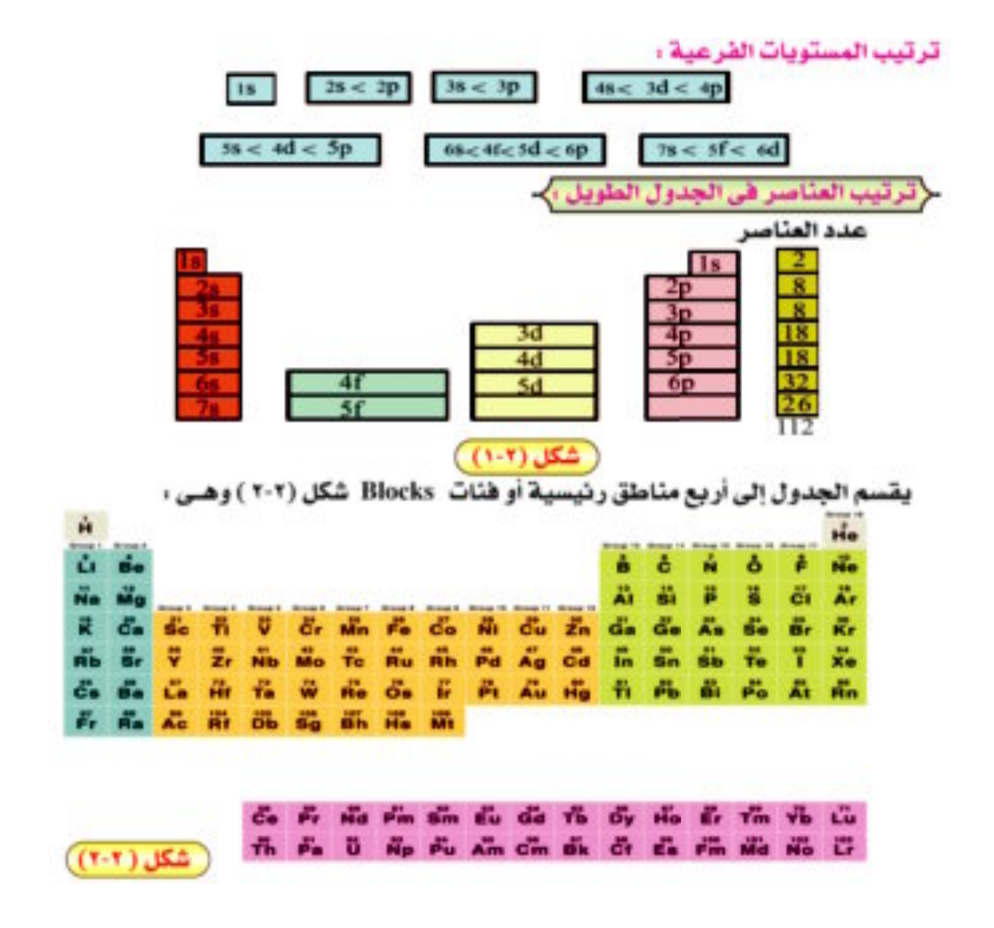
علمت من دراستك للجدول الدورى الحديث فى الصف الثالث الإعدادى أن هناك سبعة مستويات للطاقة (KLMNOPQ) وبزيادة التقدم المعرفى لبنية الذرة تم اكتشاف المستويات الحقيقية للطاقة فى الذرة وتسمى المستويات الفرعية (تحت مستويات الطاقة) وبالتوصل إلى مبدأ البناء التصاعدى رتبت العناصر بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذى يسبقه بإلكترون واحد.

المبدأ الأساسى الذى رتبت عليه العناصر فى الجدول الدورى الحديث هو:

١- ترتيب العناصر ترتيبًا تصاعديًا حسب أعدادها الذرية.

٢- يوافق ترتيب العناصر فى الجدول مبدأ البناء التصاعدى.

وباسترجاع ترتيب المستويات الفرعية تبعًا للزيادة فى الطاقة نجدها تتفق مع ترتيب العناصر فى الجدول الدورى الحديث كما يلى:



أ - عناصر الفئة (s) : (s)- Block

تشغل المنطقة اليسرى من الجدول وتحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (s) وهى عناصر المجموعتين - (1A) وتركيبها (ns^1) ، (2A) وتركيبها (ns^2) ، حيث (n) هو رقم مستوى الطاقة الأخير ورقم الدورة فى نفس الوقت.

ب- عناصر الفئة (p) : (p)- Block

وتشغل المنطقة اليمنى من الجدول، وتحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (p) وهى عناصر المجموعات (7A)، (6A)، (5A)، (4A)، (3A) والمجموعة الصفرية (الغازات النبيلة) وتركيب عناصر الفئة (p) ، هو (np^1) فى المجموعة الثالثة، (np^2) فى المجموعة الرابعة ثم يتتابع امتلاء المستوى الفرعى (p) حتى يتشبع فى المجموعة الصفرية ويصبح (np^6).

وتسمى عناصر المجموعات للفئتين (p) ، (s) بالعناصر الممثلة Representative elements وتشمل كل المجموعات (A).

ج - عناصر الفئة (d) : (d) - Block

وتشغل المنطقة الوسطى من الجدول ، وتحتوى على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (d) ، وحيث أنه يتسع لعشرة إلكترونات لذا نجدها تكون من عشرة صفوف رأسية سبعة منها تخص المجموعات - (B) وثلاثة صفوف لعناصر المجموعة الثامنة وتسمى عناصر الفئة (d) بالعناصر الانتقالية transition elements

وتقسم حسب رقم مستوى الطاقة الأخير أو الدورة إلى ثلاث سلاسل هى:

١- السلسلة الانتقالية الأولى : ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 3d وتشمل العناصر من الإسكانديوم (Sc) حتى الخارصين (Zn) وتقع فى الدورة الرابعة.

٢- السلسلة الانتقالية الثانية: ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (4d) وتشمل العناصر من اليوتير يوم (Y) حتى الكادميوم (Cd) وتقع فى الدورة الخامسة.

٣- السلسلة الانتقالية الثالثة : ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (5d) وتشمل العناصر من اللنثانيوم (La) حتى الزئبق (Hg) وتقع فى الدورة السادسة.

د - عناصر الفئة (f) : (f) - Block

ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (f) الذى يستوعب 14 إلكترونا وتتكون من سلسلتين

هما سلسلة اللانثانيدات وسلسلة الأكتينيدات

١- سلسلة اللانثانيدات : Lanthanides

ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (4f) ، لذا تتكون من أربعة عشر عنصرًا ، ويلاحظ أن مستوى التكافؤ الخارجى لجميع هذه العناصر هو ($6s^2$) . لذا فعناصرها شديدة التشابه بحيث يصعب فصلها عن بعضها ولذا سميت بعناصر الأكاسيد النادرة (rare earths) وهى تسمية غير دقيقة حيث أمكن حديثًا فصل أكاسيدهم بالتبادل الأيونى.

٢- سلسلة الأكتينيدات : Actinides

ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (5f) ، وهى تتكون من أربعة عشر عنصرا ، وجميعها عناصر مشعة وأنويتها غير مستقرة، وتعرف عناصر الفئة (f) عمومًا بالعناصر الانتقالية الداخلية، وغالبا ما تفصل تحت الجدول لكى لا يكون طويلا جدا، وهذا يؤكد إمكانية فصل عناصر الجدول إلى فئات.

مما سبق يتبين أنه يمكن تمييز عناصر الجدول الدورى الطويل إلى أربعة أنواع هى:

١- العناصر النبيلة :

وهى عناصر الصف الرأسي الأخير من الفئة (p) (المجموعة الصفرية أو 18) وتركيبها الإلكترونى (np^6) ما عدا الهيليوم $1s^2$، وهي تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات، لذا فهى عناصر مستقرة تمامًا وتكون مركبات بغاية الصعوبة.

٢- العناصر الممثلة:

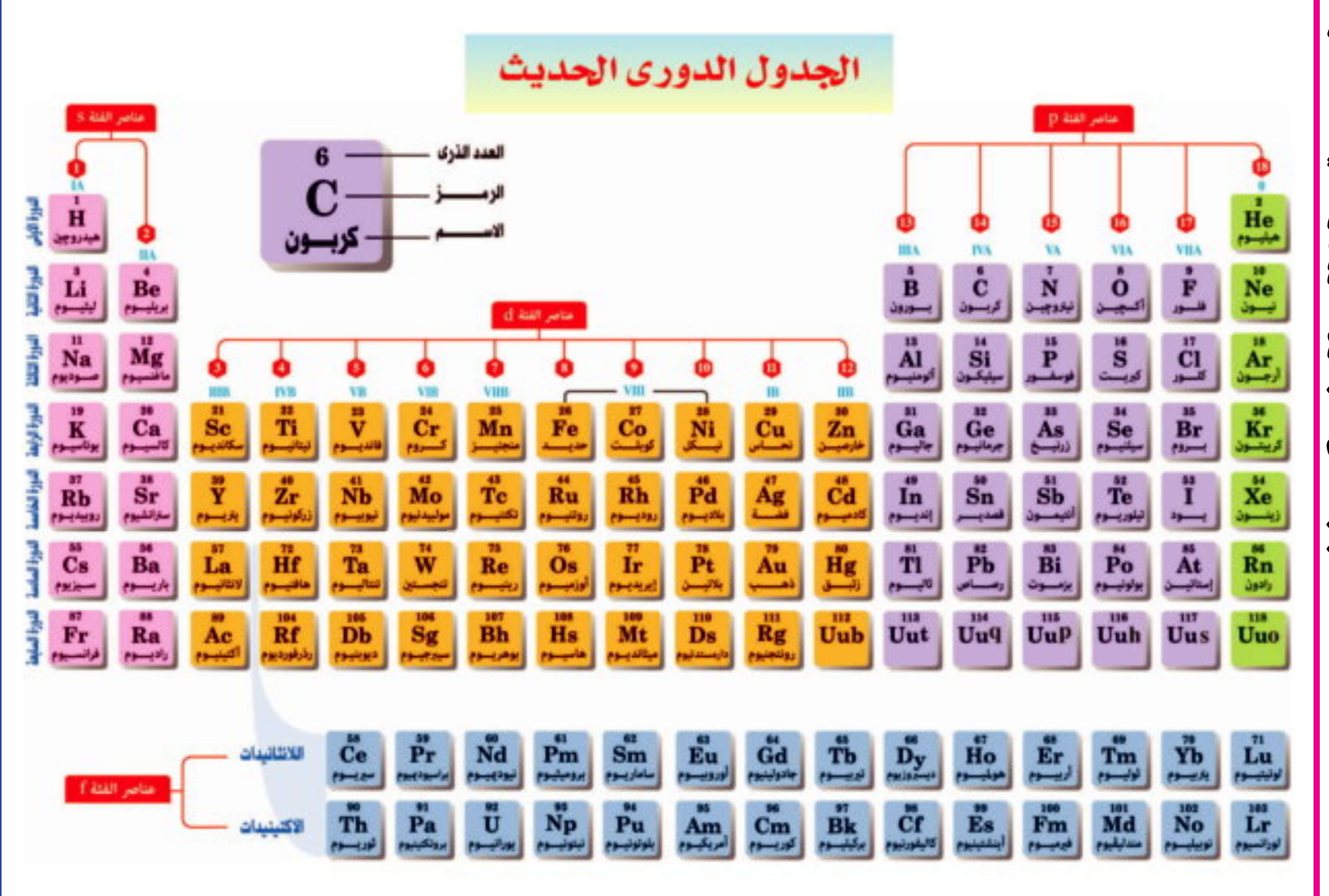
وهى عناصر الفئة (s) وعناصر الفئة (p) ما عدا عناصر المجموعة الصفرية، وتتميز العناصر الممثلة بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ما عدا مستوى الطاقة الأخير، وتميل إلى الوصول إلى التركيب (ns^2-np^6) لمستوياتها الخارجية وذلك بفقد أو اكتساب إلكترونات أو بالمشاركة.

٣- العناصر الانتقالية الرئيسية:

هى عناصر الفئة (d) ، حيث يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (d).

٤- العناصر الانتقالية الداخلية:

هى عناصر الفئة (f) حيث يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (f).


الجدول الدورى الحديث
6 C كربون
العدد الذرى
الرمز
الاسم
عناصر الفئة s
عناصر الفئة d
عناصر الفئة p
عناصر الفئة f
1 H هيدروجين
2 He هيليوم
3 Li 4 Be 5 B 6 C 7 N 8 O 9 F 10 Ne
11 Na 12 Mg 13 Al 14 Si 15 P 16 S 17 Cl 18 Ar
19 K 20 Ca 21 Sc 22 Ti 23 V 24 Cr 25 Mn 26 Fe 27 Co 28 Ni 29 Cu 30 Zn 31 Ga 32 Ge 33 As 34 Se 35 Br 36 Kr
37 Rb 38 Sr 39 Y 40 Zr 41 Nb 42 Mo 43 Tc 44 Ru 45 Rh 46 Pd 47 Ag 48 Cd 49 In 50 Sn 51 Sb 52 Te 53 I 54 Xe
55 Cs 56 Ba 57 La 72 Hf 73 Ta 74 W 75 Re 76 Os 77 Ir 78 Pt 79 Au 80 Hg 81 Tl 82 Pb 83 Bi 84 Po 85 At 86 Rn
87 Fr 88 Ra 89 Ac 104 Rf 105 Db 106 Sg 107 Bh 108 Hs 109 Mt 110 Ds 111 Rg 112 Uub 113 Uut 114 Uuq 115 UuP 116 Uuh 117 Uus 118 Uuo
اللانثانيدات
58 Ce 59 Pr 60 Nd 61 Pm 62 Sm 63 Eu 64 Gd 65 Tb 66 Dy 67 Ho 68 Er 69 Tm 70 Yb 71 Lu
الاكتينيدات
90 Th 91 Pa 92 U 93 Np 94 Pu 95 Am 96 Cm 97 Bk 98 Cf 99 Es 100 Fm 101 Md 102 No 103 Lr

وصف الجدول الدورى

- يتكون الجدول الدورى الطويل من 18 مجموعة رأسية وسبعة دورات أفقية.
- رتبت فيه العناصر ترتيبًا تصاعديًا حسب الزيادة فى العدد الذرى.
- يزيد كل عنصر عن العنصر الذى يسبقه فى نفس الدورة بإلكترون واحد.
- تبدأ كل دورة بملء مستوى طاقة جديد بإلكترون واحد ويتتابع ملء المستويات الفرعية التى فى نفس الدورة حتى نصل إلى العنصر الأخير وهو الغاز الخامل.
- فى المجموعات الرأسية، عناصر المجموعة الواحدة تتشابه فى التركيب الإلكترونى لمستوى الطاقة الأخير فيما عدا عدد الكم الأساسى (n).

ويوضح الجدول التالى التوزيع الإلكترونى لبعض العناصر مرتبة طبقا للأعداد الذرية حتى رقم ٣٠:



تعميق المعرفة

لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:



التوزيع الإلكترونى للعناصر الأولى فى الجدول الدورى

		1	2		3			4				5				6				7
Z	Element	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f	s	p	d	f	s	p	d	f	s
1	H	1																		
2	He	2																		
3	Li	2	1																	
4	Be	2	2																	
5	B	2	2	1																
6	C	2	2	2																
7	N	2	2	3																
8	O	2	2	4																
9	F	2	2	5																
10	Ne	2	2	6																
11	Na	2	2	6	1															
12	Mg	2	2	6	2															
13	Al	2	2	6	2	1														
14	Si	2	2	6	2	2														
15	P	2	2	6	2	3														
16	S	2	2	6	2	4														
17	Cl	2	2	6	2	5														
18	Ar	2	2	6	2	6														
19	K	2	2	6	2	6		1												
20	Ca	2	2	6	2	6		2												
21	Sc	2	2	6	2	6	1	2												
22	Ti	2	2	6	2	6	2	2												
23	V	2	2	6	2	6	3	2												
24	Cr	2	2	6	2	6	5	1												
25	Mn	2	2	6	2	6	5	2												
26	Fe	2	2	6	2	6	6	2												
27	Co	2	2	6	2	6	7	2												
28	Ni	2	2	6	2	6	8	2												
29	Cu	2	2	6	2	6	10	1												
30	Zn	2	2	6	2	6	10	2												

تدرج الخواص فى الجدول الدورى :

بعد دراستنا لترتيب العناصر فى الجدول الدورى الطويل ومعرفة التركيب الإلكترونى للعنصر فى الجدول الطويل ومعرفة العلاقة بين التركيب الإلكترونى للعنصر ووضعه فى الجدول سنستعرض فيما يلى تدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية فى الدورات الأفقية وفى المجموعات الرأسية وعلاقة هذه الخواص بالتركيب الإلكترونى للعناصر.

وسنركز اهتمامنا فى هذه الدراسة على تدرج الخواص فى العناصر الممثلة وهى عناصر الفئتين (s)، (p) وسنترك دراسة تدرج خواص العناصر الانتقالية لتبحث فى مجال آخر .

١- نصف قطر الذرة : Atomic radius

أظهرت النظرية الموجية أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بالضبط، لذا يكون من الخطأ أن نعرف نصف قطر الذرة بأنه المسافة من النواة إلى أبعد إلكترون، وبدلا من ذلك يعرف نصف قطر الذرة بأنه :

نصف المسافة بين مركزى ذرتين متماثلتين فى جزئ ثنائى الذرة

وتسمى المسافة بين نواتى ذرتين متحدتين بطول الرابطة وتقدر بوحدة الأنجستروم Å

الجزىء	طول الرابطة بالانجستروم	نصف القطر الذرى التساهمى
H.H	0.60	0.30
F.F	1.28	0.64
Cℓ.Cℓ	1.98	0.99
Br.Br	2.28	1.14
I-I	2.66	1.33

تدريب: إذا كان طول الرابطة فى جزىء الكلور
(Cℓ -Cℓ) 1.98 Å
وطول الرابطة بين ذرة الكربون وذرة الكلور
(C-Cℓ) = 1.76Å احسب نصف قطر ذرة الكربون

الحل : نصف قطر ذرة الكلور (Cℓ) = $\frac{\text{طول الرابطة فى جزيء الكلور}}{2}$

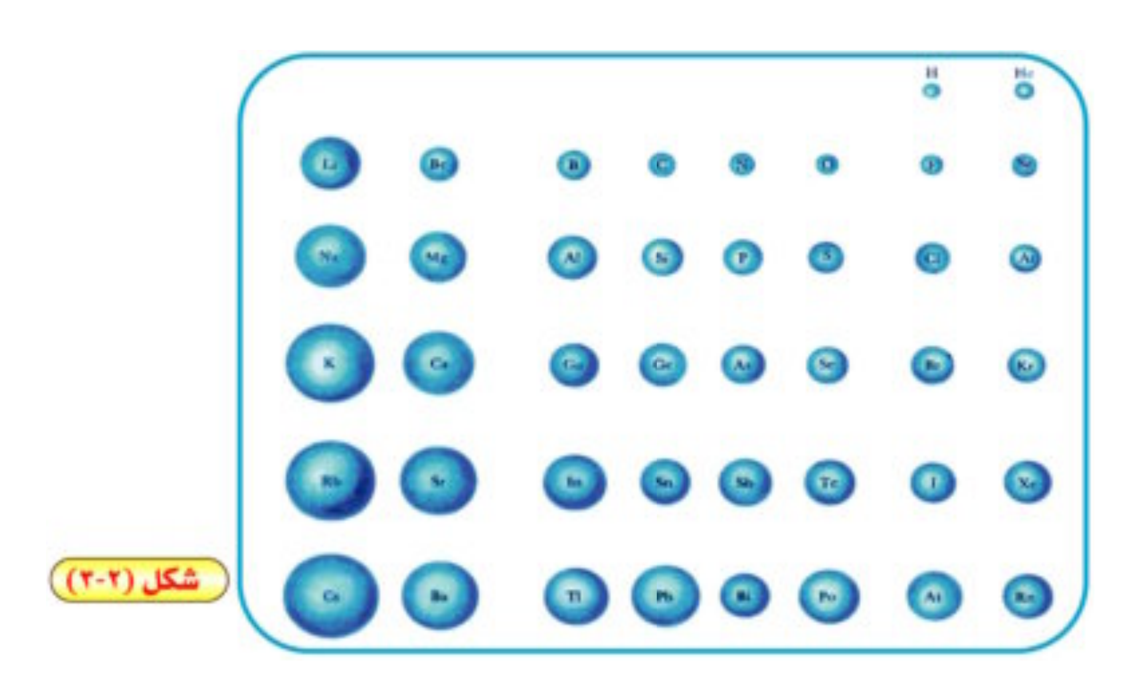
$$r(C\ell) = \frac{1.98}{2} = 0.99\ \text{Å}$$

نصف قطر ذرة الكربون = طول الرابطة بين الكلور والكربون - نصف قطر ذرة الكلور

$$r(C) = 1.76 - 0.99 = 0.77\ \text{Å}$$

أما فى البلورات الأيونية التى تتكون من أيونات موجبة وأيونات سالبة مثل بلورة كلوريد الصوديوم، فيمكن قياس المسافة بين مركزي الأيونين فى وحدة الصيغة من البلورة بنفس الطريقة السابقة، وهى بالتالى تساوى مجموع نصفى القطر لهما. ويسمى نصف القطر المقاس حينئذ بنصف القطر الأيو نى، ويعتمد نصف القطر الأيونى على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة.

ويوضح الشكل (٢-٣) تدرج أنصاف الأقطار التساهمية للعناصر غير الانتقالية فى الجدول الدورى.



شكل (٢-٣)

ولو استعرضنا أنصاف الأقطار فى الشكل السابق نلاحظ ما يلى:

أ - فى الدورات (الأفقية) :

نلاحظ أن قيم أنصاف أقطار الذرات تقل كلما اتجهنا ناحية اليمين (أى بدأنا من المجموعة الأولى واتجهنا إلى المجموعة الصفرية)، ويرجع ذلك لزيادة شحنة النواة الفعالة (Z-effect) effective nuclear charge تدريجيا، والتى تعرف بأنها شحنة النواة الفعلية التى يتأثر بها إلكترون ما فى ذرة ما وتكون الشحنة الفعالة دائمًا أقل من شحنة النواة (عدد البروتونات) نتيجة لقيام الإلكترونات الداخلية بالمدار المكتمل core electrons بحجب جزء من تلك الشحنة عن الإلكترون موضع الدراسة، فيزداد جذب إلكترونات التكافؤ مما يؤدى إلى تقلص

نصف قطر الذرة. أى أن أكبر الذرات حجمًا فى الدورة الواحدة هى ذرات عناصر المجموعة الأولى، وأصغرها حجمًا هى ذرات عناصر المجموعة السابعة (الهالوجينات).

ب - فى المجموعات (الرأسية) :

يزداد نصف القطر الذرى كلما اتجهنا رأسيا إلى أسفل في نفس المجموعة أى بزيادة العدد الذرى. ويرجع ذلك إلى ما يلى:

١- زيادة عدد مستويات الطاقة فى الذرة.

٢- مستويات الطاقة الممتلئة تعمل على حجب تأثير النواة على الإلكترونات الخارجية.

٣- زيادة التنافر بين الإلكترورنات وبعضها.

تدريب : كيف تفسر التغير فى أنصاف أقطار الأيونات عن أنصاف أقطار الذرات فى عناصر الصوديوم والكلور والحديد المبينة فى الجدول الآتى :

الذرة أو الأيون	Na	Na^{+}	Fe	Fe^{2+}	Fe^{3+}	$C\ell$	$C\ell$
نصف القطر بالأنجستروم	1.57	0.95	1.17	0.75	0.60	0.99	1.81
عدد البروتونات	11	11	26	26	26	17	17
عدد الإلكترونات	11	10	26	24	23	17	18

الحل :

فى حالة الفلزات مثل الصوديوم يقل نصف قطر الأيون الموجب عن نصف قطر الذرة وذلك لزيادة شحنة النواة الفعالة فى حالة الأيون . وكلما زادت شحنة الأيون كما فى الحديد 2+ : الحديد 3+ يقل نصف قطر الأيون الموجب عن نصف قطر الذرة ، وذلك لزيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات وفى حالة اللافلزات مثل الكلور فيزداد نصف قطر الأيون السالب عن نصف قطر الذرة وذلك لزيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات (هل تعرف لعبة شد الحبل ؟).

وسنتناول بالدراسة تدرج بقية الخواص الفيزيائية مثل درجات الانصهار والغليان والكثافة بعد ذلك عند دراسة مجموعات العناصر فى الجدول الدورى.

٢- جهد التأين (طاقة التأين): (Ionization Energy)- Ionization Potential

إذا اكتسبت الذرة كمية معينة من الطاقة فإن الإلكترونات تثار وتنتقل إلى مستويات طاقة أعلى أما إذا كانت كمية الطاقة كبيرة نسبيا فإنها تطرد أضعف الإلكترونات ارتباطا بنواة الذرة وتصبح الذرة أيونا موجبا ويعرف جهد التأين كما يلى :

> **جهد التأين :** مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطا بالذرة المفردة وهى فى الحالة الغازية .

وحيث أنه من الممكن إزالة إلكترون أو اثنين أو ثلاثة من الذرة فهناك جهد التأين الأول والثانى والثالث .. الخ

جهد التأين الأول : تكون نتيجته تكوين أيون يحمل شحنة موجبة واحدة

$$M \longrightarrow M^{+} + e^{-}$$

جهد التأين الثانى : تكون نتيجته تكوين أيون يحمل شحنتين موجبتين .

$$M^{+} \longrightarrow M^{2+} + e^{-}$$

ويتدرج جهد التأين الأول فى الجدول الدورى على النحو الآتى :

أ - فى الدورات : تزداد قيم جهد التأين كلما اتجهنا ناحية اليمين بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة وكذلك نقص نصف قطر الذرة ، مما يؤدى إلى زيادة قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فتحتاج إلى طاقة كبيرة لفصلها عن الذرة . أى أن جهد التأين يتناسب عكسيا مع نصف قطر الذرة.

ب- فى المجموعات : يقل جهد التأين رأسيا فى المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذرى وذلك لأنه بزيادة عدد الأغلفة الإلكترونية يزداد نصف قطر الذرة ، وبالتالى تقل قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فتقل الطاقة اللازمة لإزالتها

ج- يلاحظ أن جهد التأين الأول للغازات النبيلة فى المجموعة الصفرية مرتفع جدا وذلك لاستقرار نظامها الإلكترونى ، إذ يصعب إزاحة إلكترون من مستوى طاقة مكتمل .

د- يزداد جهد التأين الثانى عن جهد التأين الأول لزيادة شحنة النواة الفعالة ويزداد جهد

التأين الثالث زيادة كبيرة جداً إذ يتسبب ذلك فى كسر مستوى طاقة مكتمل فى بعض العناصر ويبين ذلك جهود تأين الماغنسيوم $_{12}Mg$

$Mg \longrightarrow Mg^{+} + e^{-}$, $\Delta H = +737$ kJ /mol

$Mg^{+} \longrightarrow Mg^{2+} + e^{-}$, $\Delta H = +1450$ kJ /mol

$Mg^{2+} \longrightarrow Mg^{3+} + e^{-}$, $\Delta H = +7730$ kJ /mol

٣- الميل الإلكترونى Electron Affinity

ذكرنا أن خروج إلكترون من الذرة للتحول إلى أيون موجب يحتاج إلى طاقة هى جهد التأين . وبالمقابل إذا اكتسبت ذرة إلكترونا للتحول إلى أيون سالب فإن ذلك يكون مصحوبا بانطلاق طاقة . وعلى ذلك يمكن تعريف الميل الإلكترونى كما يلى:

الميل الإلكترونى : مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونًا

ويمكن توضيح ذلك بالمعادلة.

$X + e^{-} \longrightarrow X^{-} (\Delta H = -)$ أو $X + e^{-} \longrightarrow X^{-}$ + طاقة

ويتدرج الميل الإلكترونى فى الجدول الدورى كما يلى :

١- يقل الميل الإلكترونى فى المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذرى ويرجع ذلك إلى زيادة الحجم الذرى وبالتالى يقل جذب النواة للإلكترون.

٢- يزداد الميل الإلكترونى أفقيا فى الدورات كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين - أى بزيادة العدد الذرى - ويرجع سبب ذلك إلى صغر الحجم الذرى تدريجيا مما يسهل على النواة جذب الإلكترون الجديد وقيم الميل الإلكترونى لغاز النيون والبريليوم والنيتروجين تقترب من الصفر ويرجع عدم الانتظام فى حالة البريليوم لأن مستوياته الفرعية ممتلئة $(1s^2)$ $(2s^2)$ فتكون الذرة مستقرة، وفى النيتروجين نجد أن المستوى الفرعى $(2p)$ به ثلاثة إلكترونات أى نصف ممتلئ، والامتلاء النصفى يعطى بعض الاستقرار للذرة، أما فى حالة ذرة النيون فجميع مستوياتها الفرعية ممتلئة ويعطى هذا استقرارا كبيرا للذرة.

٣- تكون قيم الميل الإلكترونى كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على ملء مستوى طاقة فرعى أو جعله نصف ممتلئ، وكلاهما يساعد على استقرار الذرة.

٤- الميل الإلكترونى للفلور -328kJ/mol و هو أقل من الميل الإلكترونى للكلور -348.6kJ/mol

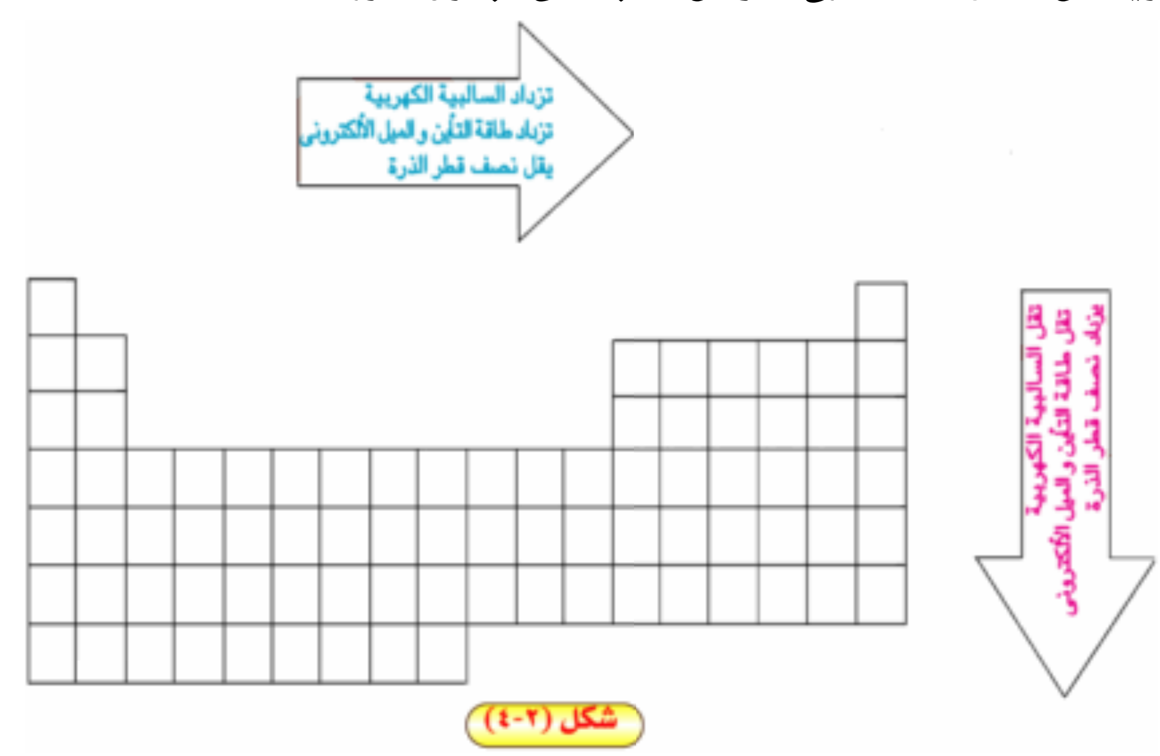
رغم أن حجم ذرة الفلور أصغر ، وكان المتوقع أن يكون ميلها الإلكترونى أكبر إلا أنه نظرا لصغر حجم ذرة الفلور فإن الإلكترون الجديد يتأثر بقوة تنافر قوية مع الإلكترونات التسعة الموجودة اصلا حول النواة .

٤- السالبية الكهربية : Electronegativity

وتعرف **السالبية الكهربية للذرة** بأنها **(قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية)** ويعبر عن السالبية الكهربية للعناصر بقيم تدل زيادتها على زيادة قدرتها النسبية على جذب إلكترونات الرابطة ويجب ألا نخلط بين السالبية الكهربية والميل الإلكترونى حيث أن الأخير طاقة تشير إلى الذرة فى حالتها المفردة بينما تشير السالبية الكهربية إلى الذرة المرتبطة مع غيرها.

وتزداد السالبية الكهربية فى الدورات بزيادة العدد الذرى ونقص نصف قطر الذرة ، أما فى المجموعات **فتقل** السالبية الكهربية بزيادة العدد الذرى ويعتبر الفلور أكثر العناصر المعروفة فى السالبية الكهربية ، ويلاحظ أن الفرق فى السالبية الكهربية للعناصر له دور اساسى فى تحديد نوع الترابط بينهما كما سنوضح فيما بعد (الباب الثالث) .

ويلخص الشكل (٢-٤) تدرج الخواص السابقة فى الجدول الدورى .



شكل (٢-٤)

٥- الخاصية الفلزية واللا فلزية :

أول من قسم العناصر إلى قسمين رئيسيين هما : الفلزات واللافلزات هو (برزيليوس) فى أوائل القرن التاسع عشر، وكان ذلك بالطبع قبل معرفته لأية معلومات عن بنية الذرة، ورغم قدم هذا التقسيم إلا أنه ما زال يستخدم حتى يومنا هذا بالرغم من عدم وجود حدود فاصلة بين خواص الفلزات واللا فلزات ، وبتطور مفهومنا للتركيب الإلكترونى للعناصر يمكننا أن نميز بين الفلزات واللا فلزات كما يلى:

الفلزات : Metals

١- مجموعة العناصر التى يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعته بالإلكترونات.

٢- تفقد إلكترونات غلاف التكافؤ لتصل إلى تركيب الغاز الخامل، الذى هو غاية التفاعل الكيميائى، وتصبح أيونات موجبة لذا توصف الفلزات بأنها عناصر كهروموجبة.

٣- يعزى توصيلها للكهرباء إلى سهولة انتقال إلكترونات تكافؤها القليلة من مكان ما فى الفلز إلى مكان آخر.

٤- تتميز الفلزات بكبر نصف قطر ذراتها مما يؤدى إلى صغر جهد تأينها، كذلك صغر قيمة ميلها الإلكترونى.



لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة بنبك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:



اللا فلزات : Nonmetals

١- مجموعة العناصر التى يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته بالإلكترونات.

٢- تكتسب عددا قليلا من الإلكترونات لتصل إلى تركيب الغاز الخامل وتصبح أيونات سالبة، - لذا توصف اللا فلزات بأنها عناصر كهروسالبة.

٣- يعزى عدم توصيلها للكهرباء إلى شدة ارتباط إلكترونات تكافؤها بالنواة، لذا يصعب انتقال هذه الإلكترونات، وتكون اللا فلزات عازلة للكهرباء.

٤- يؤدى صغر أنصاف أقطار اللا فلزات إلى كبر قيمتى جهد تأينها وميلها الإلكترونى.

وهناك مجموعة ثالثة من العناصر تسمى أشباه الفلزات Metalloids وتتميز بأن لها مظهر

الفلزات ومعظم خواص اللا فلزات وأن سالبيتها الكهربية متوسطة بين الفلزات واللافلزات، وتوصيلها الكهربى أقل من الفلزات ولكنه أكبر كثيرا من اللافلزات وتستخدم أشباه الفلزات فى صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية كالترانزستورات - بصفتها أشباه موصلات Semiconductors

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA		
						H	He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						

فلزات
لافلزات
أشباه الفلزات

وبمراجعة الشكل السابق يتضح فيه أن جميع الفلزات تقع يسار أشباه الفلزات ، أما اللا فلزات فتقع على يمين أشباه الفلزات. وبمراجعة جهد التأين والميل الإلكترونى لعناصر الجدول والتى يمكن على أساسها تحديد الخاصية الفلزية واللا فلزية نجد أن هذه الخواص تتدرج فى الجدول كما يلى:

أ - فى الدورات الأفقية: كلما اتجهنا فى الدورات من اليسار إلى اليمين نجد أن المجموعة الأولى تحتوى على أقوى الفلزات، ثم تبدأ الخاصية الفلزية تقل بالتدريج بزيادة العدد الذرى حتى نصل إلى أشباه الفلزات، ثم تبدأ الخاصية اللا فلزية تزداد إلى أن تنتهى بالمجموعة السابعة التى تحتوى على أقوى اللا فلزات.

ب - فى المجموعات الرأسية : نجد أن الخاصية الفلزية تزداد بزيادة العدد الذرى كلما اتجهنا إلى أسفل فى المجموعات.

نستنتج من ذلك أن أقوى الفلزات تقع فى أسفل يسار الجدول ، فالسيزيوم يعتبر أقوى العناصر من ناحية الخاصية الفلزية. وتقع أقوى اللافلزات فى أعلى يمين الجدول فالفلور يعتبر أكثر العناصر اللافلزية نشاطًا.

٦- الخواص الحامضية والقاعدية :

من المعروف أن أكاسيد اللافلزات عند ذوبانها فى الماء تعطى أحماضاً مثل :

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2CO_{3\,(aq)}$$ (حمض الكربونيك)

$$SO_{3\,(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2SO_{4\,(aq)}$$ (حمض الكبريتيك)

لذا تسمى أكاسيد اللافلزات عادة بالأكاسيد الحامضية ، وتتفاعل هذه الأكاسيد الحامضية مع القلويات منتجة ملحاً وماء .

$$CO_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2CO_{3\,(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

أما أكاسيد الفلزات فتسمى عادة أكاسيد قاعدية ، وبعض الأكاسيد القاعدية يكون قابلا للذوبان فى الماء . والبعض الآخر لا يذوب فى الماء . وتسمى الأكاسيد القاعدية القابلة للذوبان فى الماء أيضا بالأكاسيد القلوية لأنها تكون قلويات مثل

$$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)}$$

$$K_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)}$$

وتتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض منتجة ملحا وماء

$$Na_2O_{(s)} + 2HC\ell_{(aq)} \longrightarrow 2NaC\ell_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

$$MgO_{(s)} + H_2SO_{4\,(aq)} \longrightarrow MgSO_{4\,(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

وهناك نوع ثالث من الأكاسيد يسمى الأكاسيد المترددة Amphoteric مثل أكسيد الألومنيوم Al_2O_3، وأكسيد الخارصين ZnO، وأكسيد الأنتيمون Sb_2O_3 وأكسيد القصدير SnO، وهذه الأكاسيد تتفاعل تارة كأكاسيد قاعدية وتارة أخرى كأكاسيد حامضية .

$$ZnO_{(s)} + H_2SO_{4\,(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4\,(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

$$ZnO_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2ZnO_{2\,(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

خارصينات الصوديوم

الخواص الحامضية والقاعدية فى الجدول الدورى :

أ - فى الدورات الأفقية : كلما زاد العدد الذرى للعنصر تقل الصفة القاعدية للأكسيد بينما تزداد الصفة الحامضية

ب - فى المجموعة الرأسية : لو أخذنا عناصر المجموعة الأولى كمثال نجد أن الخاصية القاعدية تزداد رأسيا كلما زاد العدد الذرى (اى كلما اتجهنا لأسفل) . وعند تتبع الخاصية الحامضية فى المركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة السابعة نجد أنه بزيادة نصف قطر ذرة العنصر يقل جذب ذرة الهيدروجين فيسهل تأينها أى تزداد الصفة الحامضية .

وباعتبار أن الأحماض والقواعد هى مركبات هيدروكسيلية يمكن تمثيلها بالصيغة العامة (MOH حيث M هى ذرة العنصر) فيمكن تأينها بإحدى طريقتين :

١- إما أن تعطى أيونات هيدروكسيد وتعتبر قاعدة

$$MOH \rightleftharpoons M^{+} + OH^{-}$$

قاعدة

٢- أو تعطى أيونات هيدروجين وتعتبر حامضا

$$MOH \rightleftharpoons MO^{-} + H^{+}$$

حمض

وبافتراض أن الذرات الثلاث مرتبة فى مثلث كما يلى :



أ- فإذا كانت قوة الجذب بين O^- ، M^+ أكبر من قوة الجذب بين H^+،O^- تتأين المادة كحمض

ب- وإذا كانت قوة الجذب بين H^+،O^- أكثر من قوة الجذب بين M^+ O^- تتأين المادة كقاعدة.

ج- إذا تساوت قوتا الجذب فإن المادة تتأين كحمض أو كقاعدة ويتوقف ذلك على وسط التفاعل.

فهى تتفاعل فى الوسط الحمضى كقاعدة وفى الوسط القلوى كحامض وتعتمد قوى الجذب السابقة على ذرة العنصر من حيث الحجم ومقدار الشحنة الكهربية- ففى الفلزات القلوية مثل الصوديوم نجد أن حجم الذرة كبير ولا تحمل إلا شحنة واحدة موجبة فتضعف قوة الرابطة بينها وبين O^- والتى تنجذب أكثر لأيون الهيدروجين، وبذلك تعطى OH^- أى تتأين كقاعدة- وكلما اتجهنا ناحية اليمين نجد أن ذرات اللافلزات مثل الكلور حجمها يقل وتزداد شحنتها، وبذلك يزداد انجذابها إلى O^- وتتأين كحامض.

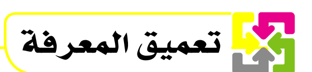
وتعتمد قوة الأحماض الأكسجينية على عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات الهيدروجين- فلو مثلنا الحمض الأكسجينى بالصيغة $[MO_n(OH)_m]$ حيث M هى ذرة العنصر نجد أن الحمض الأقوى هو الذى يحتوى على عدد أكبر من ذرات الأكسجين O_n غير المرتبطة بالهيدروجين

نوع الحمض	عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين	الحمض $MO_n(OH)_m$
حمض ضعيف	Zero	الأرثوسليكونيك $Si(OH)_4$
حمض متوسط	1	حمض الأرثوفوسفوريك $PO(OH)_3$
حمض قوى	2	حمض الكبريتيك $SO_2(OH)_2$
حمض قوى جدًا	3	حمض البيروكلوريك $ClO_3(OH)$

٧- أعداد التاكسد: Oxidation Numbers

يعرف عدد التأكسد بأنه :

عدد يمثل الشحنة الكهربية (الموجبة أو السالبة) التى تبدو على الأيون أو الذرة فى المركب سواء كان مركبًا أيونيا أو تساهميًا .



لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:



ولمعرفة عدد تأكسد ذرة فى مركب ما، يتبع ما يلى :

أولا - فى المركبات الأيونية :

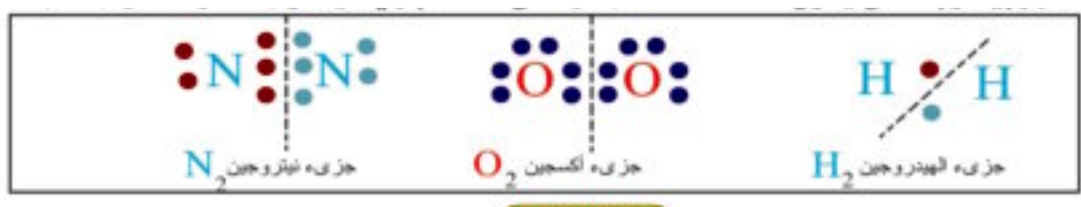
يكون عدد التأكسد لأى أيون يساوى تكافؤ هذا الأيون مسبوقا بإشارة موجبة فى حالة الأيونات الموجبة وبإشارة سالبة فى حالة الأيونات السالبة. وإذا كان عدد التأكسد موجبا فإن ذلك يدل على عدد الإلكترونات التى فقدتها الذرة لتعطى هذا الكاتيون - وإذا كان عدد التأكسد سالبا فإنه يدل على عدد الإلكترونات التى اكتسبتها الذرة لتعطى هذا الأنيون مثال ذلك:

$k^{+}Br^{-}, Na^{+}C\ell , Mg^{2+}O^{2-} , Ca^{2+}(CO_3)^{2-} , Cu^{2+}(SO_4)^{2-}$

ثانيا - فى المركبات التساهمية :

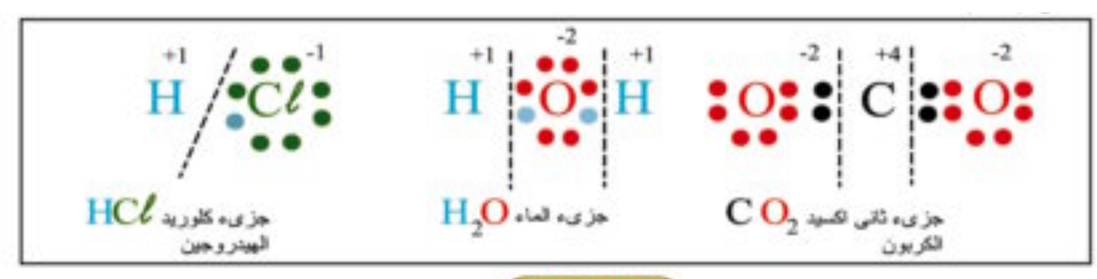
حيث أنه لا يوجد أيونات موجبة أو سالبة فإن الشحنة التى تحملها الذرة تبين الإزاحة الإلكترونية فى الرابطة فالذرة الأكثر سالبية كهربية تحمل شحنة سالبة والذرة الأقل سالبية كهربية تحمل شحنة موجبة وهناك حالتان:

أ- فى الجزىء متماثل الذرات مثل $S_8 , P_4 , O_3 , C\ell_2$ تكون الإزاحة الإلكترونية فى الروابط بين الذرات متساوية لأن ذرات أى جزىء لعنصر واحد متساوية فى السالبية الكهربية وبالتالى يكون عدد تأكسد أى ذرة فى هذا الجزىء يساوى صفرا شكل (٢-٥).



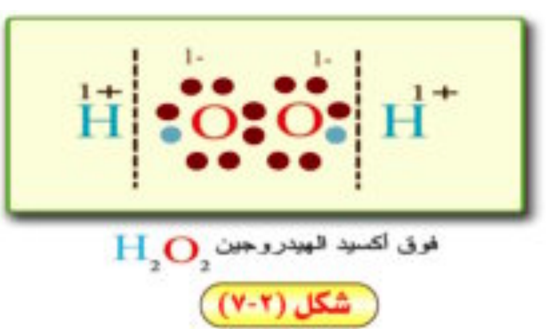
شكل (٢-٥)

ب- عندما يتكون الجزىء من ذرتين مختلفتين فى السالبية الكهربية تحسب الإلكترونات المشتركة مع الذرة الأكثر سالبية كهربية مع ملاحظة أن عدد تأكسد الأكسجين فى معظم مركباته هو (2-) وعدد تأكسد الهيدروجين فى معظم مركباته (1+)



شكل (٢-٦)

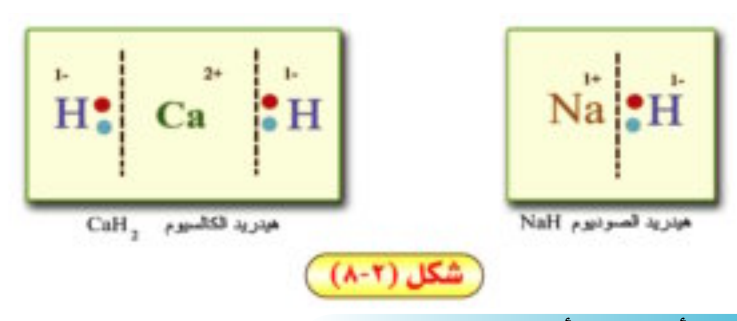
وبالرغم أن عدد تأكسد الأكسجين فى معظم مركباته (2-) فهناك حالات قليلة منها مركبات فوق الأكسيد مثل فوق أكسيد الهيدروجين (ماء الأكسجين) H_2O_2 الذى يكون عدد تأكسد الأكسجين فيه (1-) شكل (٢-٧). وفى فوق أكسيد الصوديوم (Na_3NO_2) $(O = -1)$ وفى سوبر أكسيد البوتاسيوم (KO_2) $(O = -\frac{1}{2})$ وفى ثانى فلوريد الأكسجين (OF_2) $(O = +1)$



فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2

شكل (٢-٧)

كذلك يكون عدد تأكسد الهيدروجين فى معظم مركباته (1+) فيما عدا بعض الحالات مثل حالة هيدريدات الفلزات النشيطة مثل هيدريد الصوديوم NaH وهيدريد الكالسيوم CaH_2 وهى مركبات أيونية تحتوى على أيون الهيدروجين السالب فإذا صهر هيدريد الصوديوم مثلا وحلل كهربيا يتصاعد الهيدروجين عند المصعد- ويكون عدد تأكسد الهيدروجين فى الهيدريدات (1-) شكل (٢-٨).



شكل (٢-٨)

ويراعى عند حساب أعداد التأكسد ما يلى :

١- مجموع أعداد التأكسد للعناصر المختلفة فى الجزئ المتعادل zero

٢- عدد التأكسد يخص ذرة واحدة أو أيونا واحدا فقط فى الجزئ.

٣- عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى (A) فى مركباتها دائما (+1) وعناصر المجموعة الثانية (A) (+2) والثالثة(A) (+3) لذا نبدأ بكتابة أعداد تأكسدها أولا ثم نكمل حساب أعداد تأكسد بقية العناصر.

المركب	Na_2O أكسيد الصوديوم	Na_2O_2 فوق أكسيد الصوديوم	KO_2 سوبر أكسيد البوتاسيوم	CaH_2 هيدريد الكالسيوم	AlH_3 هيدريد الألومنيوم
مجموع الشحنات	+2 | -2	+2 | -2	+1 | -1	+2 | -2	+3 | -3
الذرات	Na_2 | O	Na_2 | O_2	K | O_2	Ca | H_2	Al | H_3
عدد تأكسد الذرة الواحده	+1 | -2	+1 | -1	+1 | $-\frac{1}{2}$	+2 | -1	+3 | -1

٤- عدد التأكسد للمجموعات الذرية= الشحنة التى تحملها المجموعة مثل :

NH_4^+	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	NO_3^-
مجموعة	مجموعة	مجموعة	مجموعة
أمونيوم (+1)	كبريتات (-2)	كربونات (-2)	نترات (-1)

من مميزات استخدام أعداد التأكسد أنها تعرفنا نوع التغير الذى يحدث للعنصر أثناء التفاعل الكيميائي فمثلا فى تفاعلات التأكسد والاختزال يعرف **التأكسد** بأنه عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة فى الشحنة الموجبة، ويعرف **الاختزال** بأنه عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص الشحنة الموجبة فيمكن بتتبع أعداد تأكسد العناصر فى تفاعل معين معرفة إذا كان العنصر قد حدث له اختزال أم أكسدة.



يتم التفاعل بين بيكرومات البوتاسيوم وكلوريد الحديد (II) حسب المعادلة :

$$K_2Cr_2O_7 + 6FeC\ell_2 + 14HC\ell \longrightarrow 2KC\ell + 2CrC\ell_3 + 6FeC\ell_3 + 7H_2O$$

بين نوع التغير الحادث من أكسدة أو اختزال كل من الكروم والحديد فى التفاعل السابق ؟



التغير الحادث فى حالة الكروم : لكتابة أعداد التأكسد فى جزئ مثل ثانى كرومات البوتاسيوم تضع أولا أعداد تأكسد العناصر التى لها أعداد تأكسد معروفة فالأكسجين معروف أن عدد تأكسده غالبا (-2) والبوتاسيوم (+1) و نترك عدد تأكسد الكروم لأنه من العناصر الانتقالية وهى تتميز بتعدد أعداد تأكسدها

K_2	Cr_2	O_7
(2×1)	2X	(7×-2)
+2	+2X	-14

يتضح أنه لكى يكون المجموع الجبرى لجزئ ثانى كرومات البوتاسيوم المتعادل = صفرا لابد أن يكون عدد تأكسد ذرتى الكروم 12+ أى أن تأكسد الذرة الواحدة (6+)

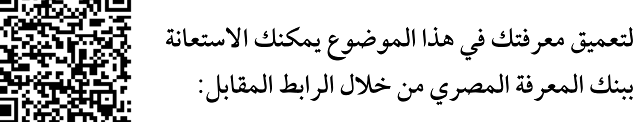
$$\overset{+1}{K_2}\overset{+6}{Cr_2}\overset{-2}{O_7} \longrightarrow Cr^{+3}\,C\ell^{-}_{3}$$

$$Cr^{+6} \longrightarrow Cr^{+3}$$

وعلى ذلك فإن عدد تأكسد الكروم قد نقص من 6+ إلى 3+ أى حدثت له عملية اختزال. وفى حالة الحديد زاد عدد تأكسده من 2+ إلى 3+ أى حدثت له عملية أكسدة.

$$Fe^{+2}\,C\ell^{-}_{2} \longrightarrow Fr^{+3}\,C\ell^{-}_{3}$$





التقـــويم

السؤال الأول :

اختر الإجابة الصحيحة من بين الإجابات التالية :

١ - تحتوى الدورة السادسة على ... أنواع من العناصر .

أ - ستة   ب - ثلاثة

ج - أربعة   د - خمسة

٢ - تتميز اللافلزات بأن .....

أ - جهد تأينها كبير   ب - عناصر كهروموجبه

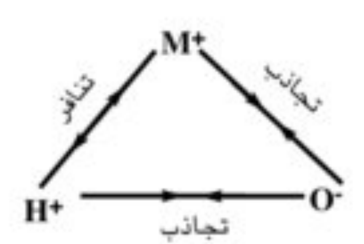
ج - ميلها الالكترونى صغير   د - نصف قطر ذراتها كبير

٣ - تزداد السالبية الكهربية فى الدورات الأفقية ....

أ - بازدياد نصف قطر الذرة   ب - بنقص العدد الذرى

ج - بنقص نصف القطر   د - (أ ، ب) معاً

٤ -



فى الشكل السابق إذا كانت قوة الجذب بين O^- , M^+ أكبر من قوة الجذب بين . O^- , H^+فإن المادة ....

أ - تتأين كقاعدة   ب - تتأين كحمض

ج - لا تتأين   د - تتأين كحمض وقاعدة .

٥- فى الشكل السابق (بالسؤال رقم٤) فى حالة الصوديوم يمثل (M^+).

أ - تنجذب O^- لأيون الهيدروجين   ب - تنجذب O^- لأيون الصوديوم

ج - تقوى الرابطة بين O^- والصوديوم   د - يحدث تأين وينتج حمض

٦ – أحد التفاعلات الآتية لا يمثل تفاعل أكسدة واختزال وهو ....

أ - $2H_3PO_4 + 5HC\ell \longleftarrow 2P + 5HC\ell O + 3H_2O$

ب - $ZnC\ell_2 + H_2 \longleftarrow Zn + 2HC\ell$

ج - $MgSO_4 + Cu \longleftarrow Mg + CuSO_4$

د - $NaNO_3 + H_2O \longleftarrow NaOH + HNO_3$

٧ – أحد التفاعلات التالية يمثل تفاعل أكسدة واختزال وهو ...

أ - $CuSO_4 + H_2O \longleftarrow CuO + H_2SO_4$

ب - $CaC\ell_2 + H_2O + CO_2 \longleftarrow CaCO_3 + 2HC\ell$

ج - $2Cr^{3+} + 3S + 7H_2O \longleftarrow Cr_2O_7^{2-} + 3H_2S + 8H^+$

د - $AgC\ell + NaNO_3 \longleftarrow NaC\ell + AgNO_3$

السؤال الثانى :

اختر من العمود (ب) التوزيع الإلكترونى لمستوى الطاقة الأخير للعناصر فى العمود (أ) ثم حدد نوع العنصر من العمود (ج)

(أ) العنصر	(ب) توزيع الالكترونات فى مستوى الطاقة الخارجى	(جـ) نوع العنصر
١- الرادون $_{86}Rn$	أ- ($7s^1$)	I- انتقالى داخلى (أكتنيدات)
٢- السيزيوم $_{55}Cs$	ب- ($5d^6,6s^2$)	II- انتقالى من السلسلة الانتقالية الثانية
٣- البـــروم $_{35}Br$	ج- ($6s^2,5d^{10},6p^6$)	III-نبيل
٤- الفاناديوم $_{23}V$	د- ($3d^3,4s^2$)	IV-انتقالى من السلسلة الانتقالية الثالثة
٥- موليبدنم $_{42}Mo$	هـ- ($4f^7,5d^1,6s^2$)	V-انتقالى داخلى (لانثانيدات)
٦- الأوزميوم $_{76}Os$	و- ($4s^2,3d^{10},4p^5$)	VI- ممثل من الفئة s
٧- الجادلينيوم $_{64}Gd$	ز- ($4d^4,5s^2$)	VII- انتقالى من السلسلة الانتقالية الأولى
	ح- ($6s^1$)	VIII-ممثل من الفئة p

السؤال الثالث :

ما المقصود بكل من :

١ - العدد الذرى
٢ - الإختزال
٣ - العناصر الممثلة
٤ - العناصر النبيلة
٥ - العناصر الانتقالية
٦ - العناصر الانتقالية الداخلية
٧ - نصف قطر الذرة
٨ - جهد التأين
٩ - الميل الإلكترونى
١٠ - السالبية الكهربية
١١ - الفلزات
١٢ - اللافلزات
١٣ - أشباه الفلزات
١٤ - الأكسيد الحامضى
١٥ - الأكسيد القاعدى
١٦ - الأكسيد المتردد
١٧ - عدد التأكسد
١٨ - الأكسدة

السؤال الرابع :

تكلم عن تدرج الخواص الآتية فى الجدول الدورى :

أ - نصف قطر الذرة .
ب - جهد التأين .
ج - الميل الإلكترونى.
د - السالبية الكهربية .
هـ - الخاصية الفلزية واللافلزية.

السؤال الخامس :

إذا علمت أن:

- طول الرابطة فى جزىء فلوريد الهيدروجين = 0.94Å
- طول الرابطة فى جزىء الهيدروجين = 0.6Å

احسب طول الرابطة فى جزىء الفلور

السؤال السادس :

ما الفرق بين :

أ - جهد التأين الأول والثانى .
ب - الميل الإلكترونى والسالبية الكهربية.
ج - الفلزات واللافلزات.

د - الأكسيد الحمضى والأكسيد القاعدى والأكسيد المتردد .

هـ - التأكسد والاختزال .

السؤال السابع :

ما المفهوم العلمى لما يأتى :

* نصف المسافة بين مركزى ذرتين متماثلتين فى جزىء ثنائى الذرة .
* مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أقل الإلكترونات ارتباطا بالذرة المفردة وهى فى الحالة الغازية.
* مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونا .
* قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .
* مجموعة العناصر التى يمتلىء غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعة الإلكترونات .
* مجموعة العناصر التى يمتلىء غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعة الإلكترونات .
* العدد الذى يمثل الشحنة الكهربية التى تبدو على الذرة فى المركب .
* عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة فى الشحنة الموجبة .
* عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص فى الشحنة الموجبة .

السؤال الثامن :

احسب أعداد التأكسدللعناصر الآتية :

أ - الأكسجين فـى :

OF_2 - KO_2 - Na_2O_2 - Li_2O - O_3 - O_2

ب - الكلور فـى :

$NaC\ell$ - $NaC\ell O_4$ - $NaC\ell O_3$ - $NaC\ell O_2$ - $NaC\ell O$

ج - النيتروجين فـى :

HNO_3 - NO_2 - HNO_2 - NO - N_2O - N_2 - NH_3

د - الكبريت فـى :

$Na_2S_2O_3$ - K_2S - SO_2 - $NaHSO_3$ - H_2SO_4

هـ - المنجنيز فـى :

$NaMnO_4$ - $MnC\ell_2$ - $KMnO_4$ - MnO_2

السؤال التاسع :

تتبع التغيرات التالية وبين ما تم من أكسدة أو اختزال إن وجد :

أ - $CO \longrightarrow CO_2$

ب - $Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr_2O_3$

ج - $O_2 \longrightarrow O_3$

د - $NO_2 \longrightarrow N_2O_4$

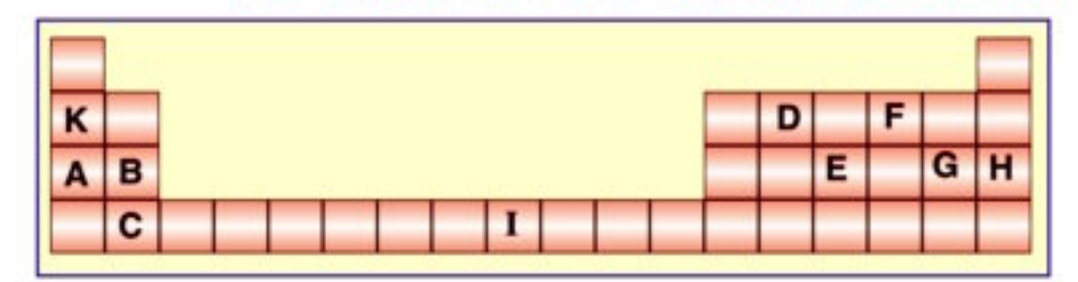
هـ - $MnO_4^- \longrightarrow MnO_2$

و - $C\ell O^- \longrightarrow C\ell O_3^-$

ز - $FeC\ell_3 \longrightarrow FeC\ell_2$

السؤال العاشر :

يمثل الشكل التالى الدورات الأربعة الأولى من الجدول الدورى الطويل



أ - رتب العناصر التالية تبعاً للنقص فى نصف القطر B,A,G,E

ب - رتب العناصر التالية تبعاً للزيادة فى جهد التأين F,K,D

ج - ما الفئة التى ينتمى إليها كل من العناصر C,H,G,I,K

السؤال الحادى عشر

وضح بالمعادلات الرمزية الموزونة أن:

أ - أكسيد الصوديوم من الأكاسيد القاعدية.

ب - ثالث أكسيد الكبريت من الأكاسيد الحامضية.

ج - أكسيد الخارصين من الأكاسيد المترددة.



الباب الثالث

الروابط وأشكال الجزيئات

شركة البركة للطباعة

الأهداف

في نهاية دراسة الطالب لباب الروابط وأشكال الجزيئات ينبغى أن يكون قادرًا على أن:

- يشرح سبب تكوين معظم الذرات لروابط كيميائية.
- يصف كل من الروابط الأيونية والروابط التساهمية.
- يحدد نوع الرابطة بناء على الفرق فى السالبية الكهربية.
- يشرح النظرية الإلكترونية للتكافؤ (نظرية الثمانيات).
- يحدد عيوب نظرية الثمانيات.
- يفسر سبب تكوين الرابطة التساهمية فى كل من جزئ الهيدروجين وجزئ فلوريد الهيدروجين على أساس نظرية رابطة التكافؤ.
- يتعرف مفهوم التهجين وكيفية حدوثه.
- يشرح عملية ارتباط ذرات الهيدروجين بذرة الكربون لتكوين جزئ ميثان.
- يقارن بين الرابطة سيجما والرابطة باي.
- يحدد نوع التهجين فى كل من الميثان والإيثيلين والأسيتيلين.
- يحدد أشكال الجزيئات فى ضوء نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ.
- يفسر نظرية الأوربيتالات الجزيئية.
- يحدد الذرة المانحة والذرة المستقبلة عند تكوين رابطة تناسقية.
- يعرف الرابطة الهيدروجينية.
- يفسر سبب ارتفاع درجة غليان الماء.
- يوضح برسم تخطيطى الرابطة الهيدروجينية فى الماء وفلوريد الهيدروجين.
- يستنتج خواص الفلز من صلابة ودرجة انصهار عالية من عدد إلكترونات التكافؤ الحرة فى ذرته.

الاتحاد الكيميائى

سبق لنا فى الباب الأول دراسة التركيب الدقيق للذرة، وعرفنا أن أكثر ذرات العناصر استقرارا هى ذرات الغازات النبيلة مثل الهيليوم والأرجون والنيون ... الخ وذرات هذه العناصر لا تدخل فى أى تفاعل كيميائى فى الظروف العادية مع غيرها من العناصر أو مع بعضها لذا نجد جزيئاتها أحادية الذرة. وبالرجوع إلى التركيب الإلكترونى لهذه العناصر نجد أن مستوى الطاقة الخارجى بها مكتمل بالإلكترونات مكتمل يتضح بالجدول الآتى:

الغاز النبيل	التركيب الإلكترونى
$_{2}He$	$1s^2$
$_{10}Ne$	$(He) , 2s^2 . 2p^6$
$_{18}Ar$	$(Ne) , 3s^2 . 3p^6$
$_{36}Kr$	$(Ar) , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6$
$_{54}Xe$	$(Kr) , 5s^2 , 4d^{10} , 5p^6$
$_{86}Rn$	$(Xe) , 6s^2 , 4f^{14} , 5d^{10} , 6p^6$

من ذلك نستنتج أن العنصر لكى يستقر لا بد أن يكتمل مستوى طاقته الخارجى بالإلكترونات، لذا فجميع العناصر المعروفة فيما عدا الغازات النبيلة فى الظروف العادية نشيطة وتدخل فى تفاعلات كيميائية ليكتمل مستوى الطاقة الخارجى لها، وذلك بأن تكتسب أو تفقد أو تشارك بعدد من الإلكترونات ليصبح تركيبها الإلكترونى مشابها للتركيب الإلكترونى لأقرب غاز نبيل لها فى العدد الذرى. **ونتيجة لهذا التغير فى عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجى تتكون روابط أو تنكسر روابط بين الذرات وهو ما نعبر عنه بالتفاعل الكيميائى.** معنى ذلك أنه إذا لم تتكون رابطة أو تنكسر رابطة بين الذرات لا يكون هناك تفاعلا كيميائيا. فعند خلط برادة الحديد مع مسحوق الكبريت لا يكون الناتج مركبا كيميائيا، لأنه لم تتكون روابط بين الحديد والكبريت. أما فى حالة تسخين هذا الخليط لدرجة تكفى لتكوين روابط كيميائية بينهما نقول أنه حدث تفاعل كيميائى وتكونت رابطة كيميائية بين الحديد والكبريت نتج عنه مركب كبريتيد الحديد.

وتلعب إلكترونات التكافؤ للذرة دورًا مهمًا فى طبيعة الروابط.

وقد وضع العالم لويس طريقة مبسطة استخدم فيها النقاط فى تمثل (إلكترونات التكافؤ) كما هو موضح بالجدول التالى :

المجموعة	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	0
الدورة الثالثة	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$	$_{18}Ar$
التركيب الإلكترونى	$(Ne)3s^1$	$(Ne)3s^2$	$(Ne)3s^2 3p^1$	$(Ne)3s^2 3p^2$	$(Ne)3s^2 3p^3$	$(Ne)3s^2 3p^4$	$(Ne)3s^2 3p^5$	$(Ne)3s^2 3p^6$
نموذج لويس النقطى	Ṅa	•Mg•	• Ȧl •	• Ṡi •	• P̈ •	• S̈ •	: C̈l •	: Är :

وقد أطلق لويس على زوج الإلكترونات الموجود فى أحد أوربيتالات المستوى الخارجى، والذى لم يشارك فى تكوين الروابط مصطلح زوج حر **Lone pair** وعلى زوج الإلكترونات المسئول عن تكوين الرابطة مصطلح زوج الارتباط **Bond pair** .

وفى ضوء معلوماتنا الجديدة عن تركيب الذرة سوف نقوم بدراسة نوعان من الروابط، هما:

أولا : الروابط الكيميائية ثانيا : الروابط الفيزيائية

أولا : الروابط الكيميائية

١ - الرابطة الأيونية :

للتعرف على الرابطة الأيونية قم بزيارة الرابط التالى ببنك المعرفة المصرى:



بعد اطلاعك على الرابط أجب عن السؤال التالى:

ما هى شروط تكوين الرابطة الأيونية؟

ونتساءل هل يلعب الفرق فى السالبية الكهربية بين العناصر المرتبطة دورًا أساسيًا فى خواص الرابطة الأيونية؟ للإجابة على هذا التساؤل يبين الجدول الآتى ارتباط عنصر الكلور من المجموعة السابعة مع فلزات الصوديوم والماغنسيوم والألومنيوم من المجموعات الأولى والثانية والثالثة علما بأن السالبية الكهربية للكلور = 3.

المجموعة	III	II	I
العنصر	الألومنيوم	الماغنسيوم	الصوديوم
السالبية الكهربية	1.5	1.2	0.9
كلوريد العنصر	$AlCl_3$	$MgCl_2$	$NaCl$
الفرق فى السالبية الكهربية	3 - 1.5 =1.5	3 - 1.2 = 1.8	3 - 0.9 = 2.1
الخواص:			
درجة الانصهار	190 °C	714 °C	810 °C
درجة الغليان	يتسامى	1412 °C	1465 °C
التوصيل الكهربى لمصهور الكلوريد	لايوصل	موصل جيد	موصل جيد جدا

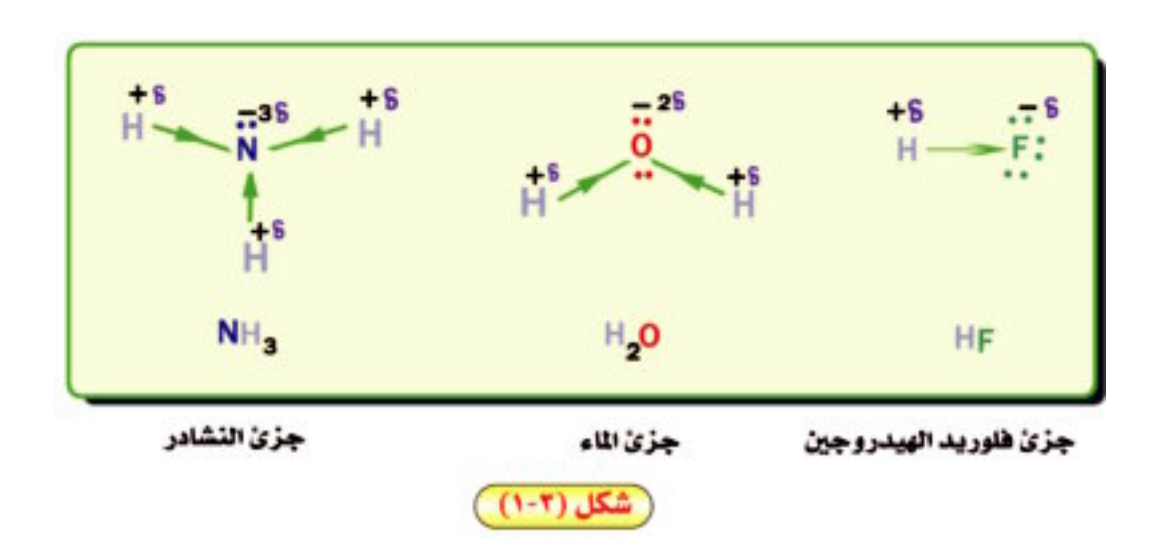
يتضح من الجدول أنه كلما زاد الفرق فى السالبية الكهربية بين العناصر المرتبطة (زاد البعد الأفقى بينهما فى الجدول) كلما زادت الخاصية الأيونية. وقد ثبت بالتجربة العملية أنه عندما يكون الفرق فى السالبية الكهربية أكبر من 1.7 فإن المركب الناتج يكون أيونيا غالبا، فمركب مثل كلوريد الصوديوم تتضح فيه تماما الخواص الأيونية من حيث ارتفاع درجتى الانصهار والغليان وجودة التوصيل الكهربى، بعكس مركب مثل كلوريد الألومنيوم الذى تظهر فيه خواص الرابطة التساهمية أكثر من الرابطة الأيونية.

٢ - الرابطة التساهمية:

ذكرنا أن الرابطة الأيونية تتكون من أيونات ذرات العناصر التى يوجد بينها فرق كبير فى السالبية الكهربية (>1.7). ولكن كيف ترتبط ذرات العناصر المتشابهة أو المتقاربة فى السالبية الكهربية؟ عندما تتساوى الذرتان فى السالبية الكهربية (ذرات العنصر الواحد) - أو يكون الفرق بينهما فى السالبية الكهربية حتى 0.4 (مثل الكربون وسالبيته الكهربية 2.5

والهيدروجين وسالبيته الكهربية 2.1، ترتبط الذرات فى هذه الحالة برابطة **تساهمية غير قطبية** والتى تتم بالمشاركة الإلكترونية.

وتوصف الرابطة بأنها تساهمية نقية، إذا ما كانت الذرتان المرتبطتان متساويتان تماما فى السالبية الكهربية كالرابطة التى بين ذرتى الفلور فى جزئ الفلور أو الرابطة بين ذرتى الهيدروجين فى جزئ الهيدروجين، لأن كلا من الذرتين له نفس القدرة على جذب الإلكترونات المشتركة بينهما، فيقضى زوج الإلكترونات وقتا متساويا فى حيازة كلا من الذرتين، وتكون الشحنة النهائية لكل من الذرتين تساوى zero ، أما عندما يكون الفرق فى السالبية الكهربية كبيرا نوعا ما (أكبر من 0.4 وأقل من 1.7) فتكون الرابطة تساهمية قطبية. مثال ذلك جزئ كلوريد الهيدروجين (السالبية الكهربية للكلور = 3 وللهيدروجين = 2.1) فنجد أن ذرة الكلور الأكثر سالبية تجذب إلكترونى الرابطة التساهمية أكثر فى اتجاهها، أى تقضى الإلكترونات وقتا أطول فى حيازة ذرة الكلور. وتكون النتيجة أن تكتسب ذرة الكلور شحنة سالبة صغيرة أو جزئية وليست شحنة سالبة كاملة (كما فى حالة أيون الكلوريد السالب)، أما ذرة الهيدروجين فنتيجة إزاحة الإلكترونات عنها قليلا تكتسب شحنة موجبة صغيرة أو جزئية. ويوصف كلوريد الهيدروجين بأنه جزئ قطبى. ومن الجزيئات القطبية المعروفة الأخرى جزئ الماء وجزئ النشادر شكل (٣-١)



شكل (٣-١)

ويعتبر جزىء CO_2 غير قطبى بالرغم من أنه يتضمن رابطتين قطبيتين. ذلك لأن الشكل الخطى للجزىء يؤدى إلى أن كل رابطة تلاشى التأثير القطبى للرابطة الأخرى (أى أن محصلة عزم الأزدواج القطبية تساوى zero).

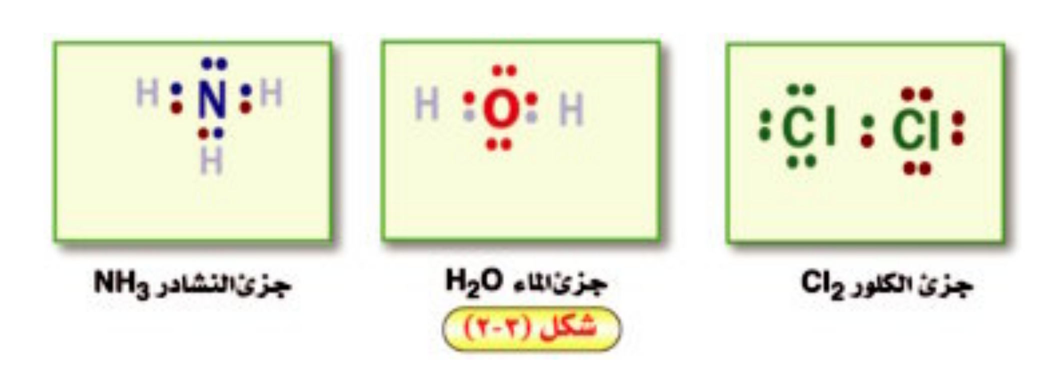
نظريات تفسير الرابطة التساهمية:

هناك أكثر من نظرية وضعت لتفسير الرابطة التساهمية حسب تغير مفهومنا لخواص الإلكترون، وسنعرض بإيجاز بعض النظريات التى وضعت لتفسير الرابطة التساهمية.



وتسمى أيضا النظرية الإلكترونية للتكافؤ، ويبين الرابط التالى مضمون النظرية:

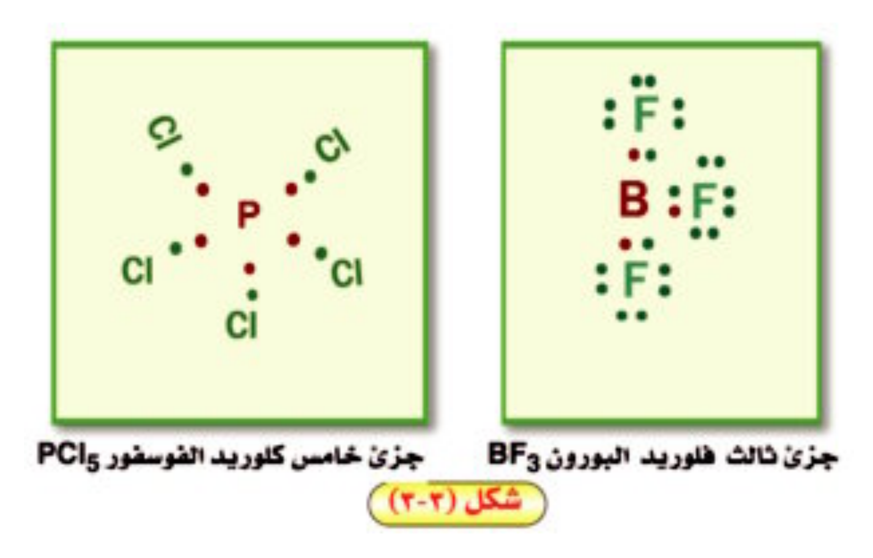




شكل (٢-٢)

عيوب النظرية الإلكترونية للتكافؤ:

١- لم تستطع النظرية تفسير الترابط فى كثير من الجزيئات على أساس قاعدة الثمانيات مثل جزئ خامس كلوريد الفوسفور، حيث نجد أن ذرة الفوسفور تكون محاطة بعشرة إلكترونات وليس ثمانية كما افترضت النظرية. كذلك فى جزئ ثالث فلوريد البورون نجد أن ذرة البورون محاطة بستة إلكترونات فقط.

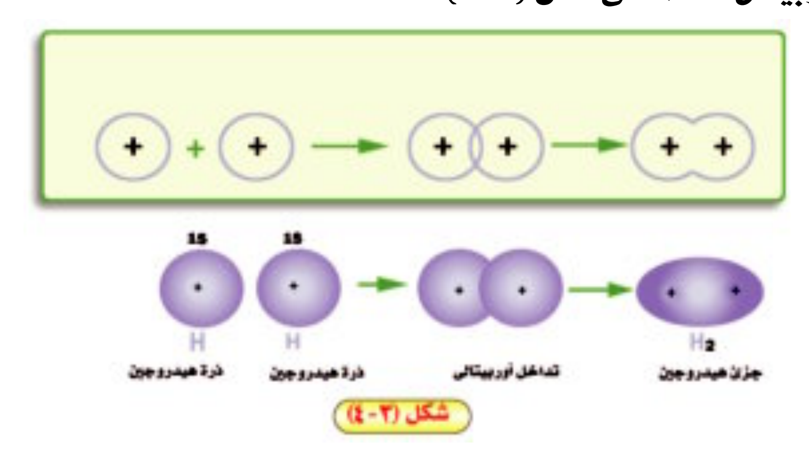


شكل (٣-٣)

٢- لم تعد الصورة المبسطة للرابطة التساهمية كزوج من الإلكترونات المشتركة كافية لتفسير الكثير من خواص الجزيئات منها مثلا الشكل الفراغي للجزئ والزوايا بين الروابط فيه.

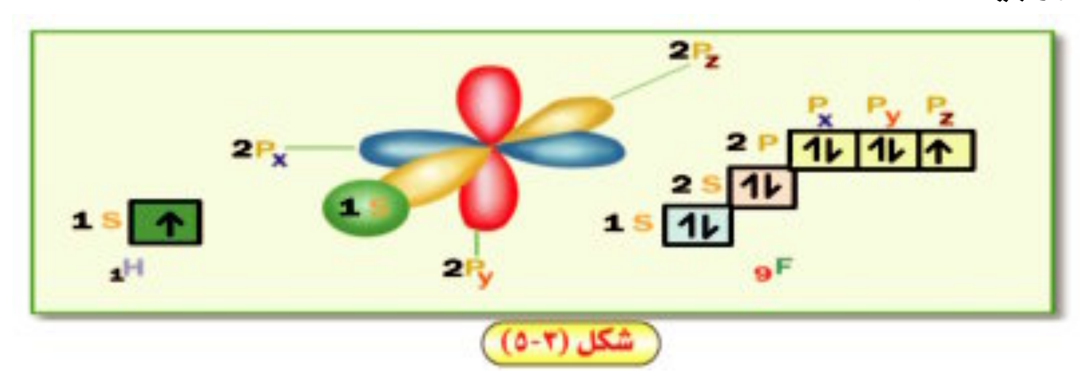
٢ - نظرية رابطة التكافؤ:

بنيت نظرية رابطة التكافؤ على نتائج ميكانيكا الكم عندما تغيرت النظرة إلى الإلكترون من كونه مجرد جسيم مادى يحمل شحنة سالبة يسير فى مدارات محددة إلى كونه جسيم مادى له خواص موجية يحتمل تواجده فى أى منطقة من الفراغ المحيط بالنواة وتبقى نظرية رابطة التكافؤ على صورة الذرات المفردة التى تقترب من بعضها لتكوين الرابطة التساهمية، ويتم ذلك بتداخل أوربيتال أحد الذرتين به إلكترون واحد مفرد مع أوربيتال ذرة أخرى بها إلكترون واحد مفرد، فجزئ الهيدروجين يتكون نتيجة لتداخل ذرتي الهيدروجين بإلكترونها المفرد فى الأوربيتال 1s كما فى شكل (٣ - ٤)



شكل (٣-٤)

وفى حالة جزئ آخر مثل فلوريد الهيدروجين يتداخل أحد أوربيتالات المستوى الفرعى 2p الذى يحتوى على إلكترون مفرد من ذرة الفلور مع الأوبيتال 1s الذى به إلكترون مفرد لذرة الهيدروجين شكل (٣-٥).



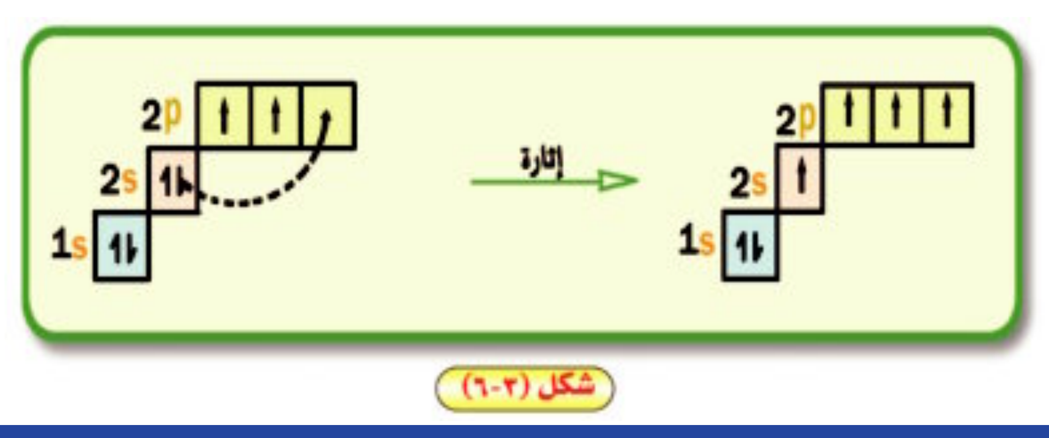
شكل (٣-٥)

كيف فسرت نظرية التكافؤ تركيب جزئ الميثان ؟

عند دراسة الروابط فى جزئ الميثان CH_4 وجد أن ذرة الكربون ترتبط بذرات الهيدروجين الأربع عن طريق أربع روابط متماثلة تماما فى الطول والقوة. ويأخذ الجزئ شكل رباعى الأوجه وتكون قيم الزوايا بين الروابط فيه 109.5°.

وفسرت نظرية رابطة التكافؤ هذه النتائج كما يلى:

تحتوي ذرة الكربون فى الحالة المستقرة على أوربيتالين اثنين فقط بهما إلكترونان مفردان وهما اللذان يمكنهما تكوين روابط تساهمية. ولكن ذرة الكربون تكون أربع روابط تساهمية وليس اثنين. على ذلك لابد أن تحتوي ذرة الكربون على أربعة إلكترونات مفردة. ويتم ذلك بإثارة إلكترون من الأوربيتال (2s) ليحتل أوربيتال المستوى الفرعي (2p) الفارغ، ويقال عن الذرة حينئذ بأنها فى حالة مثارة Excited State وتتم الإثارة عن طريق اكتساب الذرة لقدر قليل من الطاقة.



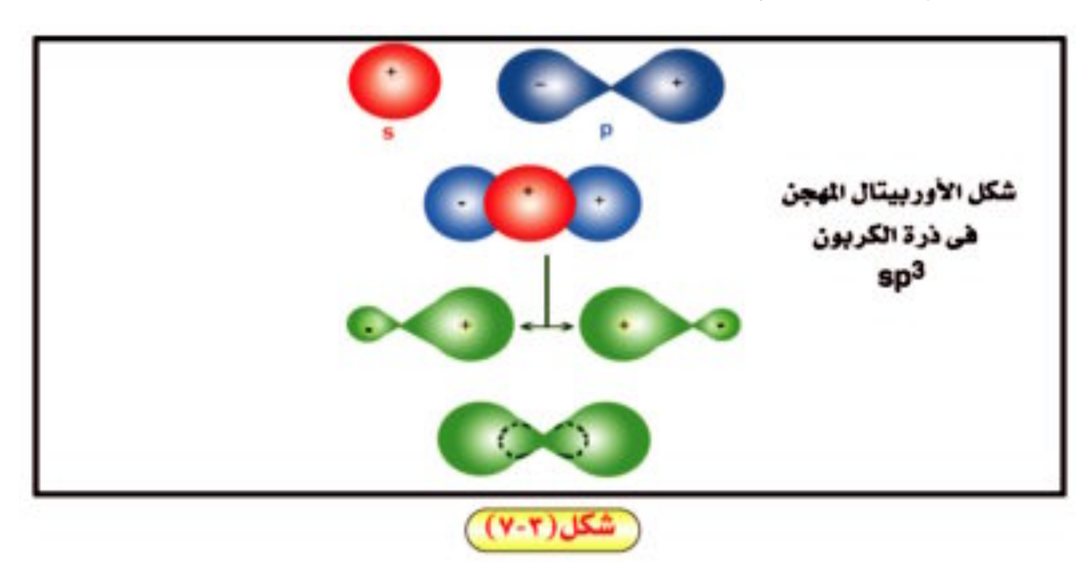
شكل (٣-٦)



إلى هنا وذرة الكربون تمتلك أربعة إلكترونات مفردة. ولكن هل الإلكترونات الأربعة المفردة متكافئة، حيث وجد أن الأربع روابط فى جزئ الميثان متكافئة؟

التهجين hybrdization

هو اتحاد أو تداخل بين أوربيتالين مختلفين أو أكثر فى نفس الذرة وينتج عنه أوربيتالات ذرية جديدة تعرف بالأوربيتالات المهجنة. مثال ذلك ما يحدث لذرة الكربون، حيث يتضح أن إلكترون الأوربيتال (2s) يختلف عن الثلاثة إلكترونات فى الأوربيتالات الثلاثة للمستوى الفرعى (2p) فى كل من الطاقة وفى الشكل الفراغى للأوربيتال، لذلك لابد من حدوث عملية معينة فى ذرة الكربون ينتج عنها أربعة أوربيتالات متكافئة وتسمى هذه العملية بعملية التهجين hybrdization. وتتم عملية التهجين بين أوربيتالات الذرة الواحدة القريبة من بعضها فى الطاقة مثلا (2s) مع (4s)، (2p) مع (3d) لينتج عدد من الأوربيتالات المهجنة مساو لعدد الأوربيتالات النقية التى دخلت فى التهجين. ويختلف شكل الأوربيتالات المهجنة عن الأوربيتالات النقية التى كونتها فتكون أكثر منها بروزا إلى الخارج لتكون قدرتها على التداخل أقوى من قدرة الأوربيتالات العادية شكل (٣-٧).



شكل (٣-٧)

وقد فسرت قيم الزوايا بين الروابط 109.5° بأن الأوربيتالات المهجنة كل منها عبارة عن إلكترون سالب، فيتباعد كل منها عن الآخر فى الفراغ بأقصى درجة ممكنة لتقليل قوى التنافر بينها. فعندما تكون الزوايا بين الأوربيتالات 109.5° ستصبح أكثر استقرارًا (أى أقل

تنافرًا) مما لو كانت $90°$ مثلًا .

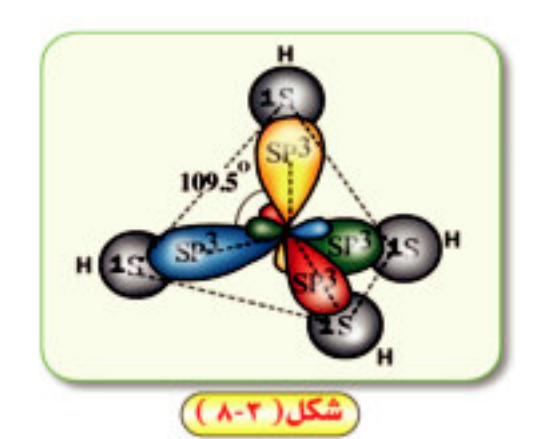
ولتكوين جزئ الميثان، يرتبط الأربعة إلكترونات المتكافئة فى الأوربيتالات الأربعة المهجنة (sp^3) لذرة الكربون مع الأربعة إلكترونات لذرات الهيدروجين الأربع شكل (٣ - ٨).

ويلاحظ حدوث ما يلى فى عملية التهجين :

١- يحدث التهجين بين أوربيتالات نفس الذرة.

٢- لا يحدث التهجين إلا بين الأوربيتالات القريبة من بعضها فى الطاقة.

٣- عدد الأوربيتالات المهجنة = عدد الأوربيتالات الداخلة فى عملية التهجين وتأخذ رمزها.



شكل (٣-٨)

ويمكن توضيح تهجين (sp^2) أيضا فى مثال آخر، وهو تهجين ذرة الكربون فى جزئ الإيثيلين C_2H_4 حيث تتهجن كل ذرة كربون بطريقة (sp^2) ثم يتكون الجزئ كما يلى فى شكل (٣ - ٩). ويتضح أيضًا فى ذلك الشكل أنه بعد حدوث عملية الإثارة فى ذرتى الكربون يحدث تهجين بين أوربيتالين المستوى الفرعى ($2p$) مع الأوربيتال ($2s$) وينتج من هذه الأوربيتالات الثلاثة ثلاثة أوربيتالات مهجنة كلا منها يسمى (sp^2). ولتلافى قوى التنافر بينها تبتعد عن بعضها بقدر الإمكان فى الفراغ فتكون الزوايا بينهما $120°$.

ويتضح أن هناك أحد الأوربيتالات ($2p_z$) لم يدخل فى عملية التهجين. ويكون عموديا على المستوى الذى يمر بالثلاثة أوربيتالات (sp^2) وبعد حدوث عملية التهجين فى ذرتى الكربون يحدث نوعان من التداخل بين الأوربيتالات هما:

أ - تداخل بين الأوربيتالين (sp^2) لكل ذرة كربون مع الأوربيتال ($1s$) لذرتي هيدروجين لتكوين الرابطتين ($C - H$) وتداخل آخر بين الأوربيتال (sp^2) الثالث لذرة كربون مع الأوربيتال (sp^2) لذرة الكربون الثانية لتكوين الرابطة ($C - C$). ويسمى هذا النوع من الروابط تبعا لنظرية الأوربيتالات الجزيئية بروابط سيجما.

ب - تداخل بين الأوربيتالين ($2p_z$) لذرتى كربون لتكوين رابطة أخرى تسمى رابطة باى بين ذرتى الكربون.

$(1s^2, 2s^2, 2p^2)$

ذرة كربون مستقرة $_6C$

ذرة كربون مستقرة $_6C$

$(1s^2, 2s^1, 2p^3)$

ذرة كربون مثارة

ذرة كربون مثارة

(تهجين) sp^2

ذرة كربون مهجنة

ذرة كربون مهجنة

$(1s^2 (sp^2)^3 2p_z^1)$

جزيء إيثيلين

شكل (٢-٩)

شكل تخطيطى للإيضاح فقط

الرابطة سيجما (σ) Sigma Bond

وتنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية مع بعضها بالرأس أن يكون الأوربيتالان المتداخلان على خط واحد Colinear Overlap. مثال ذلك تداخل الأوربيتال المهجن (sp^2) فى ذرة الكربون مع الأوربيتال (1s) لذرة الهيدروجين، كذلك تداخل الأوربيتال (sp^2) لذرة كربون بالرأس معًا لأوربيتال (sp^2) لذرة الكربون الأخرى فى جزئ الإيثيلين ويتضح ذلك فى شكل (٣ - ٩)

الرابطة باى (π) pi -Bond

وتنشأ من تداخل أوربيتالين ذريين جنبًا إلى جنب، أى يكون الأوربيتالان المتداخلان متوازيان Collateral Overlap مثال ذلك تداخل الأوربيتال ($2p_z$) بالجنب مع الأوربيتال ($2p_z$) لذرة كربون أخرى كما فى جزئ الإيثيلين.

وفى جزئ الاستيلين C_2H_2 ترتبط ذرتا الكربون ببعضهما برابطة سيجما واحدة ورابطتين باى ويتضح ذلك من شكل (٣ - ٩).

شكل (٣-١٠)

شكل تخطيطى للإيضاح فقط

يتضح من شكل (٣ - ١٠) أنه بعد حدوث عملية الإثارة فى ذرتى الكربون، يحدث تهجين بين أوربيتال واحد ($2p_x$) من أوربيتالات المستوى الفرعى (2p) مع الأوربيتال (2s) وينتج من تهجين هذين الأوربيتالين أوربيتالان مهجنان كل منهما يسمى (sp) .

$$1(2s)+1(2p) \longrightarrow 2(sp)$$

ولتلافى قوى التنافر بين الأوربيتالين المهجنين فإنهما يبتعدان عن بعضهما بقدر الإمكان فتكون الزوايا بينهما 180° . ويلاحظ أنه ما زال أوربيتالان فى كل ذرة كربون لم يدخلا فى عملية التهجين ($2p_z$ -$2p_y$) ثم يحدث التداخل بين الأوربيتالات الذرية لكل من الذرتين لتكوين الروابط الآتية:

أ - روابط سيجما : وتنتج من التداخل بالرأس بين الأوربيتال (sp) لذرة الكربون مع الأوربيتال (sp) للذرة الأخرى، كذلك تنتج من تداخل الأوربيتال (sp) لذرة الكربون مع الأوربيتال (1s) لذرة الهيدروجين.

ب - روابط باي: وتنتج من التداخل بالجنب بين الأوربيتالين $(2p_y)$ المتوازيين وبين الأوربيتالين $(2p_z)$ المتوازيين لذرتى الكربون.

أشكال الجزيئات تبعًا لنظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR

تختلف أشكال الجزيئات تبعا لعدد أزواج الإلكترونات (الحرة والمرتبطة) التى تتواجد فى أوربيتالات الذرة المركزية للجزىء، وتتوزع فى الفراغ حول الذرة المركزية للجزىء، بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن، لتكوين الشكل الأكثر ثباتًا للجزئ، وهو ما نصت عليه نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ.

ويوضح الجدول الآتى أشكال لبعض الجزيئات حسب نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ:

أمثلة الجزيئات	شكل الجزىء الفراغى	ترتيب أزواج الإلكترونات	أزواج الإلكترونات: الحرة	المرتبطة	المحصلة
BeF_2 F—Be—F	خطى AX_2	خطى	0	2	2
BF_3	مثلث مستوى AX_3	مثلث مستوى	0	3	3
SO_2	زاوى AX_2E (زوج إلكترونات حر)		1	2	
CH_4	رباعى الأوجه AX_4	رباعى الأوجه	0	4	4
NH_3	هرم ثلاثى القاعدة AX_3E		1	3	
H_2O	زاوى AX_2E_2		2	2	

شكل (٣-١١)

A يمثل الذرة المركزية ● X يمثل الذرات المرتبطة بالذرة المركزية ●

E يمثل أزواج الإلكترونات الحرة

وتتحكم أزواج الإلكترونات الحرة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزئ، لأن زوج الإلكترونات الحرة يكون مرتبطا من جهة بنواة الذرة المركزية، ويكون منتشرا فراغيا من الجهة الأخرى.

أما زوج الارتباط فيكون مرتبطًا من جهتيه بنواتى الذرتين المرتبطين.

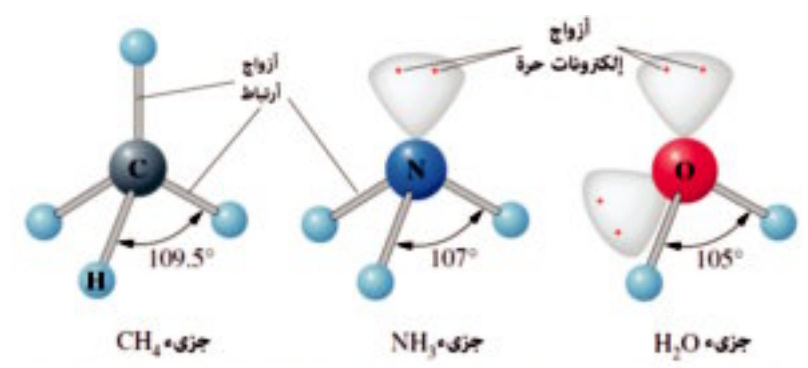
نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR

تؤدى الزيادة فى عدد أزواج الإلكترونات الحرة فى الذرة المركزية للجزئ إلى زيادة قوى التنافر بينها، ويكون ذلك على حساب نقص مقدار الزوايا بين الروابط التساهمية في الجزئ

وبشكل عام يكون التنافر بين :

(زوج حر، زوج حر) > (زوج حر، زوج ارتباط) > (زوج ارتباط، زوج ارتباط)

كيف يمكنك تفسير صغر قيم الزوايا بين الروابط التساهمية فى الماء عن الأمونيا عن الميثان فى ضوء ما سبق؟



تتحكم أزواج الإلكترونات الحرة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزيئات التساهمية.

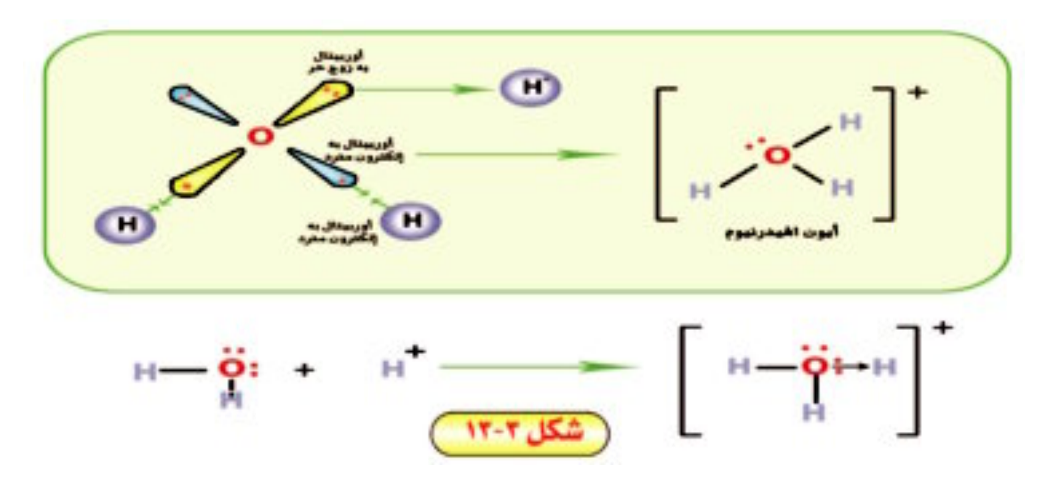
شكل (٣-١٢)

٢- نظرية الأوربيتالات الجزيئية Molecular Orbital Theory

فى حين أن نظرية رابطة التكافؤ قد اعتبرت أن الجزئ مجرد ذرتين أو أكثر حدث تداخل بين بعض أوربيتالاتهما الذرية لتكوين الروابط التساهمية بين هذه الذرات. وتبقى بقية الأوربيتالات الذرية التى لم تشارك فى تكوين الروابط بحالاتها كما هى فى الذرة المفردة، فإن نظرية الأوربيتالات الجزيئية قد اعتبرت الجزئ كوحدة واحدة، أو ذرة كبيرة متعددة الأنوية يحدث فيها تداخل بين جميع الأوربيتالات الذرية لتكوين أوربيتالات جزيئية كما يرمز للأوربيتالات الذرية بالرمز s،p، d .. إلخ ويرمز أيضا للأوربيتالات الجزيئية بالرمز سيجما (σ) باى (π) دلتا (δ) .. إلخ.

٣ - الرابطة التناسقية: Coordinate Bond

تعتبر الرابطة التناسقية نوعاً خاصاً من الرابطة التساهمية، ولا يختلف زوج الإلكترونات المكون لأى من الرابطتين إلا من حيث المنشأ. فبينما يتكون زوج الإلكترونات المكون للرابطة التساهمية من مساهمة كل ذرة من الذرتين المرتبطين بإلكترون واحد. نجد أن زوج الإلكترونات المكون للرابطة التناسقية هو زوج من الإلكترونات الحرة Lone Pair أى يشغل أوربيتالًا واحدًا موجودًا فى إحدى الذرتين وتسمى الذرة المانحة Donner ويمنح هذا الزوج الإلكترونى الحر إلى ذرة أخرى بها أوربيتال فارغ أى يلزمها هذا الزوج الإلكترونى لتصل إلى التركيب الإلكترونى الثابت وتسمى هذه الذرة بالذرة المستقبلة Acceptor. مثال ذلك أيون الهيدرونيوم $[H_3O]^+$ الذى يتكون عند إذابة الأحماض فى الماء، حيث يرتبط أيون الهيدروجين الموجب مع جزئ الماء المتعادل شكل (٣ - ١٣).



شكل ٣-١٣

وتتكون الرابطة التناسقية أيضا عندما يستقطب البروتون $[H^+]$ زوج الإلكترونات الحر من ذرة النيتروجين فى جزئ النشادر المتعادل ليتكون أيون الأمونيوم $[NH_4]^+$.

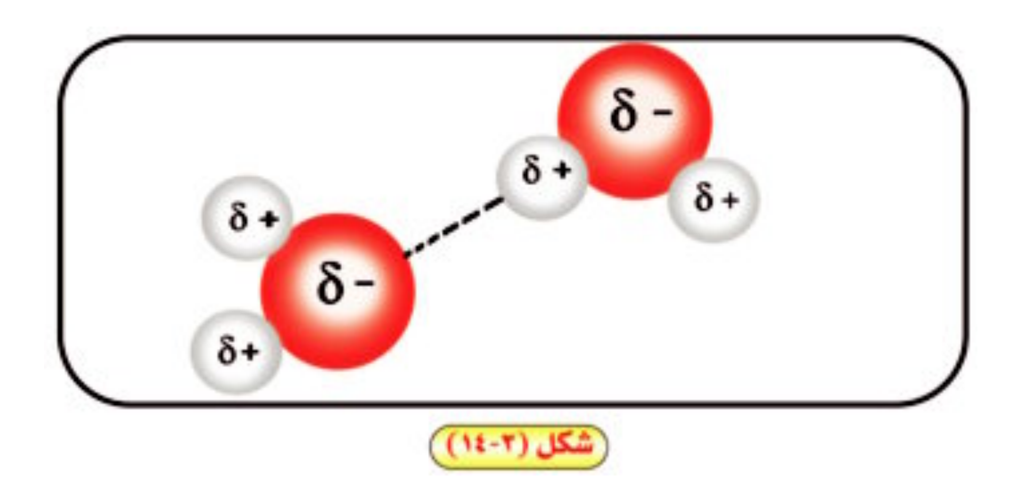
ثانيا : الروابط الفيزيائية :

١ - الرابطة الهيدروجينية: Hydrogen Bond

من المعروف أن الماء يغلى عند 100°C وتعتبر هذه الدرجة مرتفعة جدا بالنسبة لمركب مثل الماء كتلته المولية 18 g/mol فقط. إذا قارنا هذه الدرجة بدرجة غليان مركب مثل غاز كبريتيد الهيدروجين وكتلته المولية 34 g/mol ويغلى عند 61°C- ، فالمفروض أن تكون درجة غليان الماء أقل من ذلك، حيث إن الأكسجين يسبق الكبريت فى المجموعة السادسة.

ويرجع شذوذ درجة غليان الماء إلى أن ذرة الأكسجين تتميز بأن سالبيتها الكهربية عالية (3.5) بينما السالبية الكهربية لذرة الهيدروجين (2.1). ونتيجة لهذا الفرق فى السالبية الكهربية يكون جزئ الماء قطبيا تحمل ذرة الأكسجين فيه شحنة سالبة جزئية، بينما تحمل ذرتا الهيدروجين شحنة موجبة جزئية. ونتيجة لاختلاف الشحنة على ذرة الأكسجين وذرتى الهيدروجين فى جزىء الماء تتجاذب الجزيئات مع بعضها عن طريق ما يسمى بالرابطة الهيدروجينية أو القنطرة الهيدروجينية حسب التعبير الحديث. أى تصبح ذرة الهيدروجين كقنطرة أو جسر يصل بين ذرتى أكسجين لهما سالبية كهربية عالية، فتقترب الجزيئات من بعضها البعض بدرجة يمكن معها اعتبار ذرة الهيدروجين كرابطة تربط الجزيئات معا شكل (٣ - ١٤).

الرابطة الهيدروجينية: رابطة تنشأ بين ذرة هيدروجين مرتبطة فى رابطة قطبية [مثل (N-H), (O-H), (F-H)] مع زوج من الالكترونات الحرة لذرة أخرى مرتبطة سالبيتها الكهربية مرتفعة (مثل N ، O ، F).



شكل (٣-١٤)

ويعزى ارتفاع درجة غليان الماء إلى أن الطاقة الحرارية تستغل فى تكسير الروابط الهيدروجينية. ورغم التأثير الواضح للرابطة الهيدروجينية على الخواص إلا أن قوة هذه الرابطة أقل كثيرا من قوة الروابط الكيميائية العادية. ويوضح الجدول التالى الفرق بين الرابطة التساهمية والرابطة الهيدروجينية.

	طول الرابطة	قوة الرابطة
الرابطة التساهمية	1Å	418 KJ/mol
الرابطة الهيدروجينية	3Å	21 KJ/mol

يلاحظ أن الرابطة الهيدروجينية أضعف كثيرا وأكثر طولا من الرابطة التساهمية، وتزداد قوة الرابطة الهيدروجينية عندما تقع الرابطة الهيدروجينية على استقامة واحدة مع الرابطة التساهمية القطبية، كما فى حالتى جزيئات الماء H_2O وفلوريد الهيدروجين HF وعندما يزداد الفرق فى السالبية الكهربية بين الهيدروجين والذرة الأخرى المرتبط بها بالرابطة القطبية.

وتأخذ المركبات ذات الروابط الهيدروجينية أشكالا متعددة فقد تكون الجزيئات على شكل سلسلة مستقيمة أو حلقة مغلقة أو شبكة مفتوحة شكل (٣ - ١٥) وهى مركبات قطبية تذوب فى المذيبات القطبية مثل الماء.



شكل (٣-١٥)

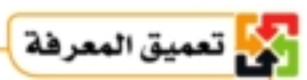
٢ - الرابطة الفلزية Metallic Bond

لكل فلز شبكة بلورية لها شكل معين. تترتب فى هذه الشبكة أيونات الفلز الموجبة، أما إلكترونات مستوى الطاقة الخارجى لكل ذرة فتتجمع معا مكونة سحابة إلكترونية حرة الحركة تربط هذا التجمع الكبير من الأيونات الفلزية الموجبة. أى أن الرابطة الفلزية تنتج من سحابة إلكترونات التكافؤ الحرة التى تقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة فى الشبكة، ويعزى التوصيل الحرارى والكهربى فى الفلزات إلى إلكترونات التكافؤ الحرة.

ويلعب عدد إلكترونات التكافؤ فى ذرة الفلز دورا مهما فى قوة الرابطة الفلزية. فكلما زاد عدد إلكترونات التكافؤ فى ذرة الفلز، كلما أصبحت الذرات فى البلورة أكثر تماسكا، وبالتالى يصبح الفلز أكثر صلابة وتكون درجات انصهاره عالية.

ويتضح ذلك عند مقارنة هذه الخواص لفلزات الصوديوم والماغنسيوم والألومنيوم من عناصر الدورة الثالثة

الفلز	عدد إلكترونات المستوى الأخير	الصلابة (على مقياس موهس)	درجة الانصهار
صوديوم	1	0.5 لين	98°C
ماغنسيوم	2	2.5 طرى	650°C
ألومنيوم	3	2.75صلب	660°C



لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:



التقــويم

السؤال الأول:

ما المقصود بكل مما يأتي:

١- التفاعل الكيميائي

٢- الرابطة الأيونية

٣- الرابطة التساهمية.

٤- الرابطة التناسقية.

٥- الرابطة الهيدروجينية.

السؤال الثاني:

اختر الإجابة الصحيحة مما يأتي:

١- العناصر $_{11}C$، $_{10}B$، $_{9}A$ ولها الأعداد الذرية المبينة فهل:

أ - يتحد B مع C   ب - يتحد A مع B

ج - يتحد B مع نفسه   د - يتحد C مع A

٢- عنصر عدده الذرى (9) وعندما ترتبط ذرتان منه فإن الرابطة فى الجزئ الناتج تكون:

أ- فلزية   ب- تناسقية   جـ - أيونية   د - تساهمية.

٣- الرابطة فى جزىء فلوريد الهيدروجين رابطة تساهمية قطبية لأن الذرتين مختلفتين فى:

أ - موقعهما فى الجدول الدورى   ب - الميل الإلكترونى

ج - السالبية الكهربية   د - جهد التأين

٤ - الأوربيتالات المهجنة sp لها الخصائص التالية:

أ - عددها ثلاثة   ب - خطية الاتجاه

ج - عددها اثنان   د - (ب، ج) صحيحة.

٥ - فى جزئ الأستيلين نلاحظ أن:

أ - الرابطة بين ذرتى الكربون ثنائية واحدة سيجما والثانية باى.

ب - الرابطة بين ذرتى الكربون ثلاثية واحدة سيجما واثنتان باى.

ج - تستخدم كل ذرة كربون مجموعة من هجين (sp)

د - (ب، ج) صحيحة.

٦- الأوربيتال (sp^3) المهجن نتج من تداخل:

أ - أوربيتال s مع أوربيتالين p ب - أوربيتالين s مع أوربيتالين p

ج - أوربيتال s مع ثلاثة أوربيتالات p د- أوربيتال s مع أوربيتال p

٧- عند اتحاد ذرتين من الأكسجين لتكوين جزئ منه فإن:

أ - كل ذرة تشارك بإلكترون واحد لتكوين رابطة تساهمية واحدة.

ب - تمنح إحدى الذرتين زوج من الإلكترونات للذرة الثانية.

ج - تشارك كل ذرة بزوج من الإلكترونات.

د - تكون الذرتان رابطة تساهمية قطبية.

السؤال الثالث:

علل لما يأتي:

١- بالرغم من أن الكبريت يقع تحت الأكسجين مباشرة فى المجموعة السادسة فى جدول ترتيب العناصر إلا أن مركباتهما مع الهيدروجين مختلفة فالماء يغلى عند 100°C بينما يغلى كبريتيد الهيدروجين عند -61°C .

٢- أيون الفلوريد السالب وأيون الصوديوم الموجب لهما نفس العدد من الإلكترونات.

٣- تكوين رابطة تناسقية فى أيون الأمونيوم.

٤- جزىء CO_2 غير قطبي، بالرغم من أنه يتضمن رابطتين قطبيتين.

٥ - مقدار الزاوية بين الروابط فى جزئ النشادر أقل مما فى جزئ الميثان.

السؤال الرابع:

أجب عما يلي:

أ - ما نوع الرابطة الكيميائية فى المركبات التالية

CaO، $HC\ell$، SO_2، NO، $KC\ell$

ب - رتب الروابط التالية حسب الزيادة فى قطبيتها:

$P-C\ell$، $N-O$، $H-H$، $C=O$، $H-C\ell$

السؤال الخامس:

اكتب المفهوم العلمى لكل من العبارات التالية:

١- رابطة تنشأ من تداخل أوربيتالين ذريين جنبا إلى جنب.

٢- رابطة تتكون عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما سالبية كهربية عالية.

٣- أيون يتكون عند ارتباط أيون الهيدروجين الموجب بجزئ الماء.

٤- رابطة تحدث بين عنصرين فرق السالبية الكهربية بينهما صفر.

السؤال السادس:

وضح بالرسم التخطيطى بطريقة لويس النقطية، كيفية ارتباط

١ - الصوديوم مع الكلور، لتكوين وحدة الصيغة $NaC\ell$

٢- النيتروجين مع الهيدروجين لتكوين جزئ NH_3

السؤال السابع:

قارن بين كل زوجين مما يأتي من حيث شكل الجزيء الفراغى وعدد أزواج الإلكترونات الحرة والمرتبطة.

أ - CH_4 - BeF_2. ب- BF_3 - SO_2

السؤال الثامن :

أعد رسم تركيب جزىء الهيدرازين N_2H_4 المقابل موضحاً عليه التوزيع النقطى لأزواج الإلكترونات (الحرة والمرتبطة).

H H
H N N H

السؤال التاسع :

حدد الشكل الفراغى للجزىء الذى يحتوى على ذرتين مرتبطتين بالذرة المركزية، وزوج واحد حر مع كتابة الاختصار المعبر عنه.

السؤال العاشر :

استنتج عدد كل من الذرات المرتبطة بالذرة المركزية والأزواج الحرة وكذلك ترتيب أزواج الإلكترونات للجزىء الذى له الاختصار AX_2E

الباب الرابع

العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة فى الجدول الدوري

الأهــداف

في نهاية دراسة الطالب لباب العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة فى الجدول الدورى ينبغى أن يكون قادرا على أن:

- يتعرف عناصر المجموعة الأولى (فلزات الأقلاء) وتركيبها الإلكترونى.
- يتعرف الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى.
- يستنتج طريقة استخلاص فلزات الأقلاء من خاماتها.
- يتعرف خواص هيدروكسيد الصوديوم.
- يجرى بعض التجارب العملية للكشف عن بعض الشقوق القاعدية.
- يتعرف طريقة تحضير كربونات الصوديوم فى المعمل والصناعة.
- يتعرف عناصر المجموعة الخامسة وتركيبها الإلكترونى.
- يحدد الأعداد التأكسدية للنيتروجين فى مركبات مختلفة.
- يتعرف طرق تحضير النيتروجين فى المعمل وخواصه الطبيعية والكيميائية.
- يتعرف طريقة تحضير غاز الأمونيا (النشادر) فى المعمل والصناعة.
- يجرى تجربة للكشف عن غاز الأمونيا (النشادر).
- يقارن بين أنواع مختلفة من الأسمدة النيتروجينية (الأزوتية).
- يتعرف طريقة تحضير حمض النيتريك فى المعمل.
- يتعرف خواص حمض النيتريك.
- يميز بطريقة عملية بين أملاح النترات وأملاح النيتريت.
- يتعرف الأهمية الاقتصادية لعناصر المجموعة الخامسة.
- يراعى قواعد الأمن والسلامة فى المعمل.
- يقدر جهود العلماء فى خدمة وتقدم الإنسانية.



العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة
The representative elements of some regular groups

وجدنا من خلال دراستنا للجدول الدورى أن من أهم أهداف دراسة هذا الجدول هو تصنيف العناصر لتسهيل دراستها بشكل منظم، وسنتناول هنا دراسة العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة، تعنى كلمة مجموعة منتظمة أن عناصرها تظهر تدرجا منتظمًا لا نجده فى العناصر الانتقالية، وسنقدم فى هذا الباب دراسة أكثر تفصيلاً لكيمياء هذه العناصر وتأثير العوامل التى سبقت دراستها فى الجدول الدورى مثل نصف قطر الذرة وجهد التأين والسالبية الكهربية على الخواص الكيميائية والفيزيائية لهذه العناصر.

أولا: عناصر الفئة (s)

مثال : عناصر المجموعة الأولى (الأقلاء) Alkali metals

تعرف عناصر هذه المجموعة بالفلزات القلوية (الأقلاء) وقد أطلق علماء المسلمين اسم «القلى» على مركبات الصوديوم والبوتاسيوم، ثم نقل الأوروبيون هذه التسمية لتصبح alkali وتوسعت هذه التسمية لتشمل جميع عناصر المجموعة الأولى.

العنصر	رمزه وعدده الذرى	توزيعه الإلكترونى حسب مبدأ البناء التصاعدى
الليثيوم	$_{3}Li$	$1S^2, 2s^1$
الصوديوم	$_{11}Na$	$[Ne],3s^1$
البوتاسيوم	$_{19}K$	$[Ar],4s^1$
الروبيديوم	$_{37}Rb$	$[Kr],5s^1$
السيزيوم	$_{55}Cs$	$[Xe],6s^1$
الفرانسيوم	$_{87}Fr$	$[Rn],7s^1$

وجود عناصر الأقلاء فى الطبيعة :

يلاحظ أن الصوديوم والبوتاسيوم من العناصر المتوفرة فى القشرة الأرضية فهما يحتلان الترتيب السادس والسابع من حيث انتشار العناصر فى القشرة الأرضية، وأهم خامات الصوديوم هو الملح الصخرى ($NaCl$) كما أن أهم خامات البوتاسيوم هو كلوريد البوتاسيوم الذى يوجد

فى ماء البحر وكذلك فى رواسب الكارناليت $(KCl.MgCl_2.6H_2O)$ Caranallite. أما باقى فلزات المجموعة فإنها نادرة الوجود، وعنصر الفرانسيوم عنصر مشع لم يكتشف إلا سنة 1946 كناتج لانحلال عنصر الأكتنيوم.

$$^{227}_{89}Ac \longrightarrow ^{223}_{87}Fr + ^{4}_{2}He$$

تعميق المعرفة

لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:



وحيث أن مقدار العنصر المتكون من التفاعل السابق كان ضئيلًا جدًا فإن كل ما نعرفه عن هذا العنصر هو عدده الذرى ووزنه الذرى التقريبى وأن صفاته تشبه صفات السيزيوم كما أنه عنصر مشع تبلغ فترة عمر النصف له عشرون دقيقة فقط.

الخــواص العامة لعناصر المجموعــة الأولى (فلزات الأقلاء)

١- تتميز كل عناصر المجموعة بوجود إلكترون واحد مفرد فى المستوى الأخير ويترتب على وجود هذا الإلكترون فى مستوى الطاقة الأخير (ns^1) ما يلى:

أ - يقع كل عنصر من عناصر هذه المجموعة فى بداية دورة جديدة فى الجدول الدورى.

ب - عدد تأكسدها جميعا (1+).

ج - تتميز بالنشاط الكيميائى الكبير لسهولة فقد إلكترون التكافؤ، لذا فإن قيم جهد تأينها الأول تعتبر أقل من قيم جهد تأين جميع العناصر المعروفة، أما جهد التأين الثانى فهو كبير جدا وذلك لأنه يتسبب فى كسر مستوى طاقة مكتمل (كسر نظام إلكترونى مستقر).

د - معظم مركباتها أيونية، وأيون كل عنصر منها يشبه تركيب الغاز النبيل الذى يسبقه.

هـ - عوامل مختزلة قوية جدا.

و - تتميز فلزات المجموعة الأولى بضعف قوة تماثل ذراتها ولهذا فهى أكثر الفلزات ليونة وأقلها فى درجات الانصهار والغليان، حيث إن عدد إلكترونات المستوى الخارجى فى ذرة الفلز هو أحد العوامل التى تحدد قوة الرابط الفلزية.

٢- ذرات عناصر هذه المجموعة تعتبر أكبر الذرات المعروفة حجما حيث تعتبر ذرة كل عنصر منها أكبر الذرات حجمًا فى الدورة الخاصة به. ويزيد الحجم الذرى فى المجموعة بزيادة العدد الذرى ويترتب على زيادة الحجم الذرى ما يلى:

أ - زيادة نصف قطر الذرة يقلل ارتباط إلكترون التكافؤ بنواة الذرة ويجعل فقده سهلًا ، لهذا تعتبر هذه الفلزات أعلى الفلزات المعروفة إيجابية كهربية Electropositivity ، وكذلك النشاط الكيميائى.

ب - تستغل ظاهرة كبر أحجام ذراتها وصغر جهد تأينها فى استخدامها فى الخلايا الكهروضوئية، كما فى البوتاسيوم والسيزيوم حيث أن تعرض هذه المواد للضوء يؤدى إلى تحرير إلكترونات من سطح الفلز وهو ما يعرف بالظاهرة الكهروضوئية.

ج - تتميز بقلة كثافتها.

د - السالبية الكهربية لهذه الفلزات صغيرة جدًا إذا ما قورنت بالعناصر الأخرى لذا عند اتحادها مع العناصر اللافلزية تكون روابط أيونية قوية.

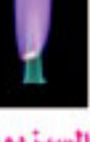
٣- عند إثارة إلكترونات ذرات هذه العناصر إلى مستويات طاقة أعلى فأنها تعطى الألوان كما بالجدول التالى:

العنصر	اللون
الليثيوم	قرمزى
الصوديوم	أصفر ذهبى
البوتاسيوم	بنفسجى فاتح
السيزيوم	أزرق بنفسجى


الليثيوم

الصوديوم

البوتاسيوم


السيزيوم

كشف اللهب لفلزات المجموعة 1A شكل (٤-١)

ويستخدم ذلك فى الكشف الجاف (كشف اللهب) عن هذه العناصر فى مركباتها بالطريقة التالية:
يغمس سلك البلاتين فى حمض الهيدروكلوريك المركز لتنظيفه ثم يغمس بعد ذلك فى الملح المجهول ويعرض للهب بنزن غير المضئ فيكتسب اللهب اللون المميز لكاتيون العنصر.

٤- نظرا للنشاط الكبير لعناصر هذه المجموعة فهى تحفظ مغمورة فى الهيدروكربونات السائلة مثل الكيروسين بعيدًا عن الهواء والرطوبة.

٥- تأثير الهواء الجوى على فلزات الأقلاء:

عناصر هذه المجموعة نشطة كيميائيًا وتصدأ فى الهواء بسهولة وتفقد بريقها الفلزى اللامع نتيجة تكوين الأكاسيد.

ونجد أن الليثيوم يتحد مع نيتروجين الهواء مكونًا نيتريد الليثيوم الذى يتفاعل مع الماء معطيا النشادر.

$$6Li_{(s)} + N_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2Li_3N_{(s)}$$

$$Li_3N_{(s)} + 3H_2O_{(l)} \longrightarrow 3LiOH_{(aq)} + NH_{3(g)}$$



شكل (٤-١)
تفاعل الصوديوم مع الماء

٦- تفاعل فلزات الأقلاء مع الماء :

تعتبر فلزات هذه المجموعة أنشط الفلزات المعروفة وتحتل قمة السلسلة الكهروكيميائية لذا فهى تحل محل هيدروجين الماء ويكون التفاعل مصحوبا بانطلاق طاقة كبيرة تؤدى إلى اشتعال الهيدروجين المتصاعد ويزداد التفاعل عنفا من الليثيوم إلى السيزيوم.

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

علل : عدم إطفاء حرائق الصوديوم بالماء.

٧- تفاعل فلزات الأقلاء مع الأكسجين :

يتضح تدرج نشاط عناصر المجموعة الأولى عند تفاعلها مع الأكسجين فعند إحراق هذه الفلزات ينتج ثلاثة أنواع من الأكاسيد فالليثيوم يعطى الأكسيد العادى الذى تكون فيه حالة تأكسد الأكسجين (2-) ويعطى الصوديوم فوق أكسيد الصوديوم Na_2O_2 الذى يتميز بوجود أيون فوق الأكسيد $(O_2)^{2-}$ وعدد تأكسد الأكسجين فيه (1-)

أكسيد الليثيوم $\quad 4Li_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{180^\circ C} 2Li_2O_{(s)}$

فوق أكسيد الصوديوم $\quad 2Na_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{300^\circ C} Na_2O_{2(s)}$

أما البوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم فتعطى سوبر أكسيد وعدد تأكسد الأكسجين فيه $(-\frac{1}{2})$

سوبر أكسيد البوتاسيوم $\quad K_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{300^\circ C} KO_{2(s)}$

وتعمل مركبات فوق الأكسيد والسوبر أكسيد كعوامل مؤكسدة قوية، حيث تتفاعل مع الماء والأحماض وتعطي فوق أكسيد الهيدروجين وأكسجين

$$Na_2O_{2(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{2(aq)}$$

$$2KO_{2(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2KCl_{(aq)} + H_2O_{2(aq)} + O_{2(g)}$$

$$Na_2O_{2(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_2O_{2(aq)}$$

$$2KO_{2(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)} + H_2O_{2(aq)} + O_{2(g)}$$

ويتفاعل سوبر أكسيد البوتاسيوم مع ثاني أكسيد الكربون معطيا الأكسجين

$$4KO_{2(s)} + 2CO_{2(g)} \xrightarrow[Cat.]{CuCl_2} 2K_2CO_{3(s)} + 3O_{2(g)}$$

ويستفاد من هذا التفاعل فى استبدال ثانى أكسيد الكربون بالأكسجين فى الأجواء المغلقة مثل الغواصات والطائرات التى تحلق على ارتفاعات عالية جدًا وذلك بإمرار هواء الزفير المحتوى على نسبة مرتفعة من ثانى أكسيد الكربون على مرشحات تحتوى على سوبر أكسيد البوتاسيوم والعامل الحفاز.

ويمكن تحضير أكاسيد هذه العناصر بإذابة الفلز فى غاز النشادر المسال ثم إضافة الكمية المحسوبة من الأكسجين.

والأكسيد المثالى لهذه العناصر هو X_2O حيث (X) رمز العنصر وهو عبارة عن أكسيد قاعدى قوى يتفاعل مع الماء منتجا أقوى القلويات المعروفة فيما عدا Li_2O

٨- تفاعل فلزات الأقلاء مع الأحماض:

تحل هذه الفلزات محل هيدروجين الأحماض ويكون التفاعل عنيفًا

$$2Na_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_{2(g)}$$

٩- تفاعل فلزات الأقلاء مع الهيدروجين :

تتفاعل فلزات الأقلاء مع الهيدروجين وتكون الهيدريدات

والهيدريدات مركبات أيونية يكون عدد تأكسد أيون الهيدروجين فيها (1-)

$$2Li_{(s)} + H_{2(g)} \xrightarrow{\triangle} 2LiH_{(s)}$$

$$2Na_{(s)} + H_{2(g)} \xrightarrow{\triangle} 2NaH_{(s)}$$

والهيدريدات مواد مختزلة ، تتفاعل مع الماء وينطلق غاز الهيدروجين

$$LiH_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow LiOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

١٠- تفاعل فلزات الأقلاء مع الهالوجينات :

تتفاعل فلزات الأقلاء مع الهالوجينات بشدة ويكون التفاعل مصحوبا بانفجار وتتكون هاليدات أيونية شديدة الثبات.

$$2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(s)}$$

$$2K_{(s)} + Br_{2(l)} \longrightarrow 2KBr_{(s)}$$

١١- تفاعل فلزات الأقلاء مع اللافلزات الأخرى:

تتحد الفلزات القلوية الساخنة مباشرة مع الكبريت والفوسفور

$$2Na_{(s)} + S_{(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2S_{(s)}$$

$$3K_{(s)} + P_{(s)} \xrightarrow{\Delta} K_3P_{(s)}$$

١٢- أثر الحرارة على الأملاح الأكسجينية للأقلاء:

تمتاز الأملاح الأكسجينية للأقلاء بأنها ثابتة حراريًا.

(أ) جميع كربونات الأقلاء لا تتحلل بالحرارة ما عدا كربونات الليثيوم التي تنحل عند $1000\ ^\circ C$.

$$Li_2CO_{3(s)} \xrightarrow{1000^\circ C} Li_2O_{(s)} + CO_{2(g)}$$

(ب) تنحل نترات الأقلاء انحلالا جزئيا إلى نيتريت الفلز والأكسجين

$$2NaNO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2NaNO_{2(s)} + O_{2(g)}$$

وعند انحلال نترات البوتاسيوم يحدث انفجار شديد، لهذا تستخدم فى صناعة البارود فى حين أن نترات الصوديوم لا تصلح لهذه الصناعة لأنها متميعة (تمتص بخار الماء من الهواء)

استخلاص فلزات الأقلاء من خاماتها :

تعتبر فلزات هذه المجموعة أقوى العوامل المختزلة المعروفة لأنها أكبر الفلزات قدرة على فقد إلكترونات التكافؤ لذا فإنها لا توجد فى الطبيعة على حالة انفراد وتوجد فى شكل مركبات أيونية مثل كلوريد الصوديوم $NaCl$.

والطريقة المتبعة فى تحضير هذه الفلزات هى التحليل الكهربى بمصهور هاليداتها فى وجود بعض المواد الصهارة التى تخفض من درجات انصهار هذه الهاليدات.

عند المهبط (الكاثود) $2Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2Na$

عند المصعد (الأنود) $2C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2e$



لتعميق معرفتك في هذا الموضوع يمكنك الاستعانة ببنك المعرفة المصري من خلال الرابط المقابل:





(أ) أهم خواصه :

١ - مركب صلب لونه أبيض متميع ، (يمتص بخار الماء من الهواء الجوى) .

٢ - له ملموس صابونى وتأثيره كاو على الجلد .

٣ - يذوب فى الماء بسهولة مكونًا محلولاً قلويًا مع انبعاث طاقة حرارية نتيجة هذا الذوبان (ذوبان طارد للحرارة).

٤- يتفاعل مع الأحماض مكونًا ملح الصوديوم للحمض والماء.

$$NaOH_{(aq)} + HC\ell_{(aq)} \longrightarrow NaC\ell_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

$$2NaOH_{(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

(ب) أهم استخداماته:

١- يدخل هيدروكسيد الصوديوم فى كثير من الصناعات الهامة مثل:

- صناعة الصابون
- صناعة الحرير الصناعى
- صناعة الورق

٢- فى تنقية البترول من الشوائب الحامضية.

٣- الكشف عن الشقوق القاعدية (الكاتيونات):

أ - الكشف عن كاتيون النحاس Cu^{2+} :

محلول الملح + محلول هيدروكسيد الصوديوم ⟵ راسب أزرق من هيدروكسيد النحاس (II) يسود بالتسخين.

$$CuSO_{4(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + \underset{\text{راسب أزرق}}{Cu(OH)_{2(s)}}$$

$$Cu(OH)_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} H_2O_{(l)} + \underset{\text{راسب أسود}}{CuO_{(s)}}$$

ب - الكشف عن كاتيون الألومنيوم Al^{3+}:

محلول الملح + محلول هيدروكسيد الصوديوم - راسب أبيض من هيدروكسيد الألومنيوم يذوب فى وفرة من هيدروكسيد الصوديوم لتكون ميتا ألومينات الصوديوم الذى يذوب فى الماء.

$$AlCl_{3(aq)} + 3NaOH_{(aq)} \longrightarrow 3NaCl_{(aq)} + \underset{\text{راسب أبيض}}{Al(OH)_{3(s)}}$$

$$Al(OH)_{3(s)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaAlO_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

(٢) كربونات الصوديوم Na_2CO_3

أ - التحضير :

١- فى المعمل :

بإمرار غاز ثانى أكسيد الكربون فى محلول هيدروكسيد الصوديوم الساخن، ثم يترك المحلول ليبرد تدريجيًا حيث تنفصل بلورات كربونات الصوديوم المائية.

$$2NaOH_{(aq)} + CO_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

وتعرف كربونات الصوديوم المائية باسم صودا الغسيل $Na_2CO_3.10H_2O$، لأنها تستخدم فى إزالة عسر الماء المستديم الناشئ عن وجود أملاح Ca^{+2}، Mg^{+2} ذائبة فى الماء، حيث تتفاعل معهما مكونة كربونات كالسيوم وماغنسيوم اللتان لا تذوبان فى الماء، فيزول العسر

$$Na_2CO_{3(aq)} + CaCl_{2(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + Ca_{(s)}CO_3$$

$$Na_2CO_{3(aq)} + MgSO_{4(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + MgCO_{3(s)}$$

٢- فى الصناعة (طريقة سولفاى) :

بإمرار غازى الأمونيا وثانى أكسيد الكربون فى محلول مركز من كلوريد الصوديوم فينتج بيكربونات الصوديوم والتى يتم تسخينها لتتحول إلى كربونات الصوديوم وماء وثانى أكسيد الكربون

$$NH_{3(g)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} + NaCl_{(aq)} \longrightarrow NaHCO_{3(aq)} + NH_4Cl_{(aq)}$$

$$2NaHCO_{3(aq)} \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(v)} + CO_{2(g)}$$

ب - أهم خواصه :

١- مسحوق أبيض يذوب بسهولة فى الماء ومحلوله قاعدى التأثير.

٢- لا يتأثر بالتسخين فهى تنصهر دون أن تتفكك.

٣- يتفاعل مع الأحماض ويتصاعد غاز ثانى أكسيد الكربون.

$$Na_2CO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

ج - أهم الاستخدامات :

١- صناعة الزجاج.

٢- صناعة الورق.

٣- صناعة النسيج .

٤- إزالة عسر الماء

الدور الكيميائى الحيوى للصوديوم :

أيونات الصوديوم من أكثر الأيونات وجودا فى بلازما الدم والمحاليل المحيطة بخلايا الجسم وهى تلعب دورًا هامًا فى العمليات الحيوية، لأنها تكون الوسط اللازم لنقل المواد الغذائية كالجلوكوز والأحماض الأمينية.

ومن المصادر الطبيعية للصوديوم : الخضروات خاصةً الكرفس واللبن ومنتجاته.

الدور الكيميائى الحيوى للبوتاسيوم :

أيونات البوتاسيوم من أكثر الأيونات وجودًا فى الخلية، وهى تلعب دورا هامًا فى تخليق

البروتينات التى تحكم التفاعل الكيميائى فى الخلية، كما يلعب البوتاسيوم دورًا هامًا فى عملية أكسدة الجلوكوز فى الخلية لإنتاج الطاقة اللازمة لنشاطها، ومن المصادر الطبيعية للبوتاسيوم، اللحوم واللبن والبيض والخضروات والحبوب.

ثانيا: عناصر الفئة (P)

مثال : عناصر المجموعة الخامسة A (الخامسة عشر) :

تتكون المجموعة من خمسة عناصر هى :

العنصر	رمزه وعدده الذرى	توزيعه الإلكترونى حسب مبدأ البناء التصاعدى
النيتروجين	$_{7}N$	$1s^2, 2s^2, 2p^3$
الفوسفور	$_{15}P$	$[Ne], 3s^2, 3p^3$
الزرنيخ	$_{33}As$	$[Ar], 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$
الأنتيمون	$_{51}Sb$	$[Kr], 5s^2, 4d^{10}, 5p^3$
البزموت	$_{83}Bi$	$[Xe], 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^3$

وجودها فى الطبيعة :

ليست منتشرة فى الطبيعة باستثناء النيتروجين فهو يمثل $\frac{4}{5}$ من حجم الهواء الجوى تقريبا.

الفوسفور: هو الأكثر انتشارًا فى القشرة الأرضية حيث يوجد على هيئة:

أ - فوسفات الكالسيوم الصخرى $Ca_3(PO_4)_2$

ب - الأباتيت : $CaF_2 - Ca_3(PO_4)_2$ وهو ملح مزدوج لفلوريد وفوسفات الكالسيوم.

الزرنيخ : يوجد على هيئة كبريتيد الزرنيخ As_2S_3.

الأنتيمون : يوجد على هيئة كبريتيد الأنتيمون Sb_2S_3.

البزموت : يوجد على هيئة كبريتيد البزموت Bi_2S_3.

الخواص العامة لعناصر المجموعة الخامسة A (الخامسة عشر) :

١- يغلب الطابع اللا فلزى على خواص عناصر هذه المجموعة وتزداد الصفة الفلزية بزيادة العدد الذرى للعنصر.

- النيتروجين والفوسفور لا فلزات . - الزرنيخ والأنتيمون أشباه فلزات.
- البزموت عنصر فلزى ومع ذلك فقدرته على التوصيل الكهربى ضعيفة .

٢- أ- يحتوي جزئ النيتروجين على ذرتين.

ب - الفسفور والزرنيخ والأنتيمون فى الحالة البخارية وعند درجة حرارة عالية تحتوى جزيئاتهم على أربع ذرات P_4 ، As_4 ، Sb_4.

جـ - البزموت فى درجة الحرارة العالية تتكون أبخرته من ذرتين Bi_2. وبذلك فهو يشذ عن معظم الفلزات التى تكون جزيئاتها أحادية الذرة فى الحالة البخارية.

٣- تتميز عناصر هذه المجموعة بتعدد أعداد التأكسد فى المركبات المختلفة فهى تتراوح بين (-3؛ +5) حيث تكتسب ثلاثة إلكترونات عن طريق المشاركة أو تفقد خمسة إلكترونات، ويوضح الجدول التالى أعداد التأكسد للنيتروجين فى بعض مركباته.

المادة	الصيغة	أعداد التأكسد
النشادر	NH_3	-3
الهيدرازين	(N_2H_4):(NH_2-NH_2)	-2
الهيدروكسيل أمين	NH_2OH	-1
النيتروجين	N_2	zero
أكسيد نيتروز	N_2O	+1
أكسيد نيتريك	(N_2O_2) : NO	+2
ثالث أكسيد نيتروجين	N_2O_3	+3
ثاني أكسيد نيتروجين	(N_2O_4) : NO_2	+4
خامس أكسيد نيتروجين	N_2O_5	+5

ويلاحظ أن أعداد التأكسد الموجبة تظهر فى المركبات الأكسجينية لأن السالبية الكهربية للأكسجين أعلى من النيتروجين.

٤- التآصل : هو وجود العنصر فى عدة صور تختلف فى خواصها الفيزيائية وتتفق فى الخواص الكيميائية.

وترجع هذه الظاهرة إلى وجود العنصر فى أكثر من شكل بلورى يختلف كل شكل عن الآخر فى ترتيب الذرات وفى عددها، وتتميز اللا فلزات الصلبة بهذه الظاهرة.

ويوضح الجدول التالى الصور التآصلية لبعض العناصر:

العنصر	الصور التآصلية
الفوسفور	شمعى أبيض - أحمر - بنفسجى
الزرنيخ	أسود - رمادى - شمعى أصفر
الأنتيمون	أصفر أسود

أما النيتروجين والبزموت فلا يوجد بهما ظاهرة التآصل.

٥- مع الأكسجين :

تكون جميع عناصر هذه المجموعة أكاسيد بعضها حمضى مثل N_2O_5 وبعضها متردد مثل Sb_2O_3 والبعض يتصف بصفة قاعدية مثل Bi_2O_5 وتزداد الصفة القاعدية بزيادة العدد الذرى وتقل الصفة الحمضية بزيادة العدد الذرى أيضا .

٦- مع الهيدروجين :

تكون معظم عناصر المجموعة مركبات مع الهيدروجين يكون عدد تأكسد العنصر فيها (3-) مثل النشادر NH_3 والفوسفين PH_3 والأرزين AsH_3 ونظرا لأنه ما زال هناك زوج حر من الإلكترونات فى غلاف تكافؤ الذرة المركزية فى هذه المركبات فيمكنها أن تعطى هذا الزوج لذرات أو أيونات أخرى وتكون رابطة تناسقية.

ونلاحظ أن جزئ النشادر قاعدى أقوى من جزئ الفوسفين وتقل الصفة القطبية للمركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة بزيادة العدد الذرى وبذلك تقل قابليتها للذوبان فى الماء كما أنها غير ثابتة حراريا ويؤدى التسخين الهين إلى تفككها.



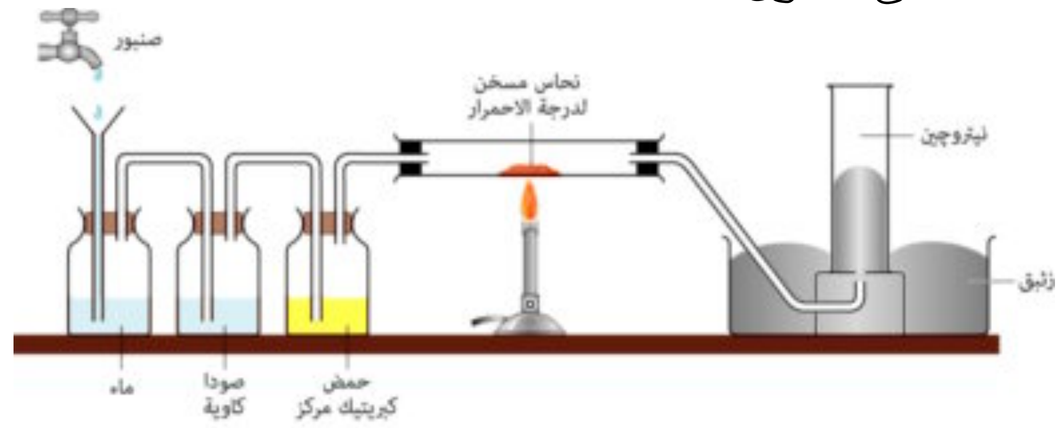
النيتروجين N_2

تحضير غاز النيتروجين فى المعمل

(١) الطريقة الرئيسية :

يحضر من الهواء الجوى شكل (٤-٣) بالتخلص من كل من غاز ثانى أكسيد الكربون وبخار الماء وغاز الأكسجين.

وهى نفس الخطوات المتبعة عند تحضير الغاز فى الصناعة على المستوى التجارى.



جهاز تحضير غاز النيتروجين فى المعمل من الهواء الجوى شكل (٤-٣)

حيث يمرر الهواء على محلول هيدروكسيد الصوديوم للتخلص من غاز CO_2.

$$2NaOH_{(aq)} + CO_{2(g)} \longrightarrow Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

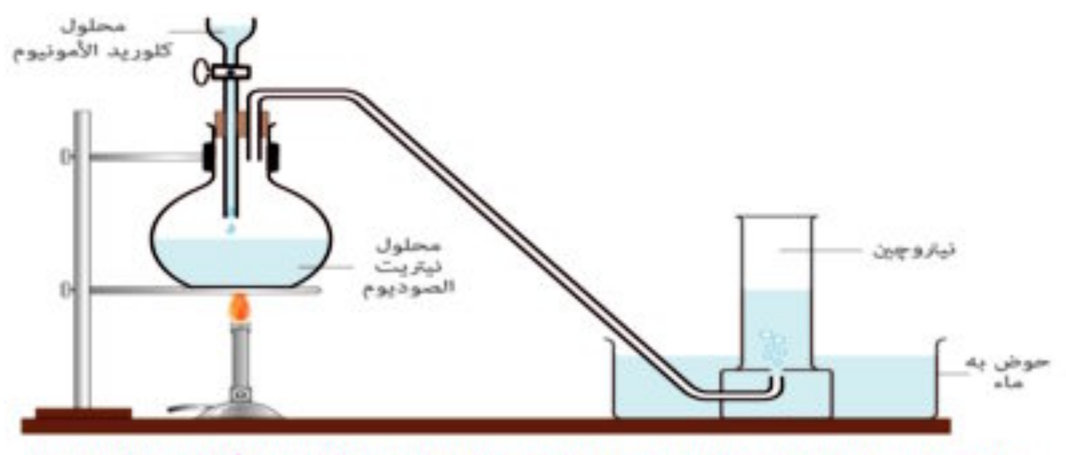
ثم يمرر على حمض الكبريتيك المركز لامتصاص بخار الماء.

ثم يمرر ما تبقى من الهواء على خراطة نحاس مسخنة لدرجة الإحمرار للتخلص من غاز O_2

$$2Cu_{(S)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2CuO_{(s)}$$

ويجمع غاز النيتروجين بإزاحة الماء لأسفل أو يجمع فوق الزئبق إذا أريد الحصول عليه جافًا.

(٢) يحضر بتسخين خليط من محلولى نيتريت الصوديوم وكلوريد الأمونيوم



جهاز تحضير غاز النيتروجين من محلولى نيتريت الصوديوم وكلوريد الأمونيوم شكل (٤-٤)

$$NaNO_{2(aq)} + NH_4Cl_{(aq)} \xrightarrow{\Delta} NH_4NO_{2(aq)} + NaCl_{(aq)}$$

$$NH_4NO_{2(aq)} \xrightarrow{\Delta} 2H_2O_{(l)} + N_{2(g)}$$

بجمع المعادلتين

$$NaNO_{2(aq)} + NH_4Cl_{(aq)} \xrightarrow{\Delta} NaCl_{(aq)} + 2H_2O_{(l)} + N_{2(g)}$$

الخواص الطبيعية

نشاط عملى : الخواص الطبيعية لغاز النيتروجين

قم بتحضير عدة مخابير من غاز النيتروجين ثم أجر عليها التجارب الآتية:

التجارب	المشاهدة	الاستنتاج
(١) لاحظ لون الغاز واختبر رائحته. (٢) ما الذى تستنبطه من طريقة جمع الغاز عند تحضيره من الهواء الجوى من حيث ذوبانه فى الماء؟ (٣) صب قليل من الماء النقى فى مخبار مملوء بالغاز ورجه جيداً، ثم اختبر المحلول الناتج بورقتى عباد شمس (حمراء، زرقاء) ماذا تلاحظ؟		

فى ضوء النشاط السابق وغيره يمكن إجمال بعض الخواص الفيزيائية للنيتروجين فيما يلي:

(١) غاز عديم اللون والطعم والرائحة.

(٢) أخف قليلاً من الهواء لاحتواء الهواء على الأكسجين الأثقل من النيتروجين

(٣) شحيح الذوبان فى الماء $23mL\ (N_2) / 1L\ (H_2O)$ فى معدل الضغط ودرجة الحرارة STP

(٤) متعادل التأثير على عباد الشمس بلونيه.

(٥) كثافته (1.25g/L at STP)

(٦) درجة غليانه ($-159.79\ ^\circ C$) أى أنه يمكن إسالته عند هذه الدرجة فى الضغط الجوى المعتاد.



أهم الخواص الكيميائية :

فى تفاعلات عنصر النيتروجين مع العناصر الأخرى نلاحظ أنها لا تتم إلا فى وجود شرر كهربى أو قوس كهربى أو تسخين شديد وذلك لصعوبة كسر الرابطة الثلاثية بين ذرتى النيتروجين

١- مع الهيدروجين :

يتكون غاز النشادر فى وجود الشرر الكهربى عند $550^\circ C$

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \xrightarrow[550^\circ C]{\text{شرر كهربى}} 2NH_{3(g)}$$

٢- مع الأكسجين :

فى وجود قوس كهربى (عند $3000^\circ C$) يتكون أكسيد النيتريك الذى سرعان ما يتأكسد إلى ثانى أكسيد النيتروجين.

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow[3000^\circ C]{\text{قوس كهربى}} 2NO_{(g)}$$

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

٣- مع الفلزات فى درجات حرارة عالية :

يتفاعل النيتروجين مع الفلزات مثل الماغنسيوم ويتكون نيتريد الفلز.

$$3Mg_{(s)} + N_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} Mg_3N_{2(s)} \quad \text{نيتريد ماغنسيوم}$$

وتتحلل النيتريدات المتكونة بسهولة فى الماء ويتصاعد غاز النشادر.

$$Mg_3N_{2(s)} + 6H_2O_{(l)} \longrightarrow 3Mg(OH)_{2(aq)} + 2NH_{3(g)}$$

٤- مع كربيد الكالسيوم :

يتحد كربيد الكالسيوم CaC_2 مع النيتروجين بواسطة القوس الكهربى ويتكون سياناميد الكالسيوم $CaCN_2$ وهو سماد زراعى .

$$\underset{\text{كربيد الكالسيوم}}{CaC_{2(s)}} + N_{2(g)} \xrightarrow[3000^\circ C]{\text{قوس كهربى}} \underset{\text{سياناميد الكالسيوم}}{CaCN_{2(s)}} + C_{(s)}$$

ويعتبر سياناميد الكالسيوم مصدرًا للنشادر فى التربة الزراعية عند عملية الرى.

$$CaCN_{2(s)} + 3H_2O_{(l)} \longrightarrow CaCO_{3(s)} + 2NH_{3(g)}$$

أشهر مركبات النيتروجين

أولا : النشادر NH_3

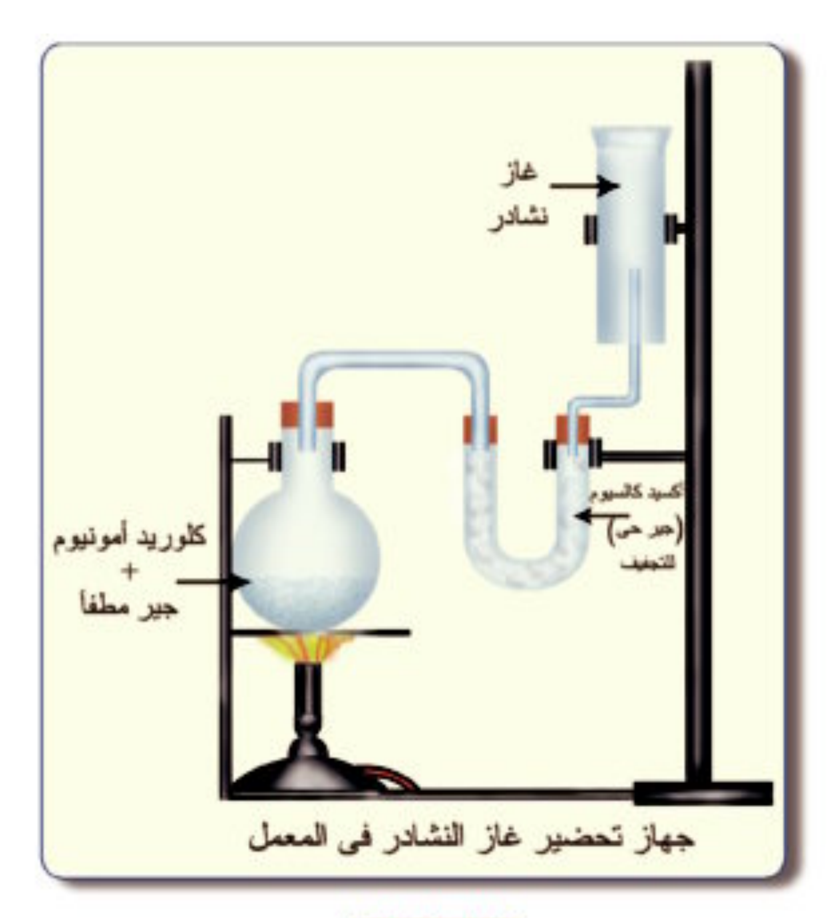
تدريب عملي : تحضير النشادر فى المعمل :

١- حضر الجهاز الموضح بالرسم شكل (٤ - ٥).

٢- ضع فى الدورق كلوريد أمونيوم وجير مطفأ ومادة مجففة فى الأنبوبة ذات الشعبتين (جير حى).

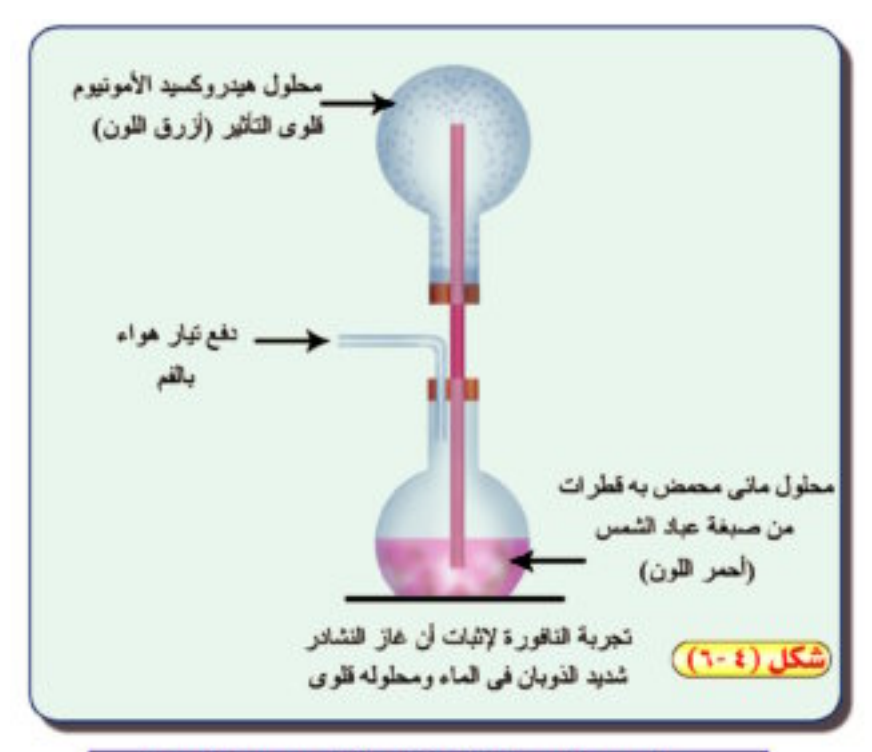
٣- سخن محتويات الدورق واملأ عدة مخابير بإزاحة الهواء إلى أسفل ثم اختبر خواص الغاز.

$$2NH_4Cl_{(s)} + Ca(OH)_{2(s)} \xrightarrow{\triangle} CaCl_{2(s)} + 2H_2O_{(l)} + 2NH_{3(g)}$$



شكل (٤-٥)

التجـــربة	المشاهــدة	الاستنتاج
١- ما لون النشادر وما رائحته ؟ ٢- ضع بضع قطرات من الماء فى مخبار الغاز ورج المخبار، وضع محلول عباد الشمس الأحمر فى المخبار، ما تأثير الغاز عليه ؟ ٣- قرب شظية مشتعلة من فوهة المخبار، هل يشتعل الغاز؟ هل تنطفئ الشظية ؟ ٤- حضر جهاز النافورة الموضح بالشكل رقم (٤ - ٦) واملأ الدورق بغاز النشادر ولاحظ ما يحدث ولماذا ؟		



شكل (٤-٦) تجربة النافورة لإثبات أن غاز النشادر شديد الذوبان فى الماء ومحلوله قلوى

علل : يعتبر غاز النشادر أنهيدريد قاعدة

تحضير النشادر فى الصناعة :

بواسطة طريقة «هابر - بوش» يمكن تحضير النشادر صناعيا من عنصرى النيتروجين والهيدروجين فى وجود عوامل حفازة هى الحديد والمولبيدنم وتحت ضغط 200 atm فى درجة حرارة $500^{\circ}C$

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \xrightarrow[200\ atm]{Fe/Mo\ 500^{\circ}C} 2NH_{3(g)}$$

الكشف عن غاز النشادر (الأمونيا) :

عند تعرض ساق زجاجية مبللة بحمض الهيدروكلوريك المركز لغاز النشادر تتكون سحب بيضاء كثيفة من كلوريد الأمونيوم مادة صلبة تتسامى.

$$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

الأمونيا وصناعة الأسمدة

كما علمنا أن عنصر النيتروجين يدخل فى تحضير الأمونيا (النشادر) فى الصناعة، ويعتبر النيتروجين من أهم مصادر التغذية للنباتات لأنه عنصر عام فى تركيب البروتين. ويوجد النيتروجين فى التربة ضمن المواد العضوية أو المركبات غير العضوية المكونة للتربة غير أن كمية النيتروجين فى التربة تقل مع مرور الزمن ويجب تعويضها بإضافة الاسمدة النيتروجينية (الآزوتية) أو الأسمدة الطبيعية (روث البهائم). وعلى الرغم من أن النيتروجين يشكل حوالى $\frac{4}{5}$ من حجم الهواء الجوي إلا أن النبات لا يستطيع أن يستفيد منه بشكله الغازى ومن هنا جاءت فكرة إمداد التربة بعنصر النيتروجين على هيئة أملاح الأمونيوم واليوريا التى تذوب فى ماء الرى وتمتصها جذور النباتات. ويعتبر النشادر المادة الأولية الرئيسية التى تصنع منها معظم الأسمدة النيتروجينية (الآزوتية).

كيف يمكن الحصول على بعض أملاح الأمونيوم الهامة؟

أولًا : يمكن صناعة الأسمدة النيتروجينية غير العضوية بواسطة تفاعلات بين الأمونيا والحمض المناسب لإنتاج أملاح الأمونيوم التى تستخدم كأسمدة غير عضوية.

$NH_{3(g)} + HNO_{3(l)} \longrightarrow NH_4NO_{3(aq)}$ نترات الأمونيوم

$2NH_{3(g)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow (NH_4)_2SO_{4(aq)}$ كبريتات الأمونيوم (سلفات النشادر)

ثانيًا : لتحضير سماد نيتروجينى فوسفاتى هام مثل فوسفات الأمونيوم يتم تحضير حمض الأرثوفوسفوريك أولًا لإستخدامه فى التفاعل مع الأمونيا.

$H_3PO_{4(aq)} + 3NH_{3(g)} \longrightarrow (NH_4)_3PO_{4(aq)}$ فوسفات الأمونيوم

بعض الملاحظات على الأسمدة الشائعة:

١- نترات الأمونيوم تحتوى على نسبة عالية من النيتروجين (35%) وهى سريعة الذوبان فى الماء والزيادة منها تسبب حمضية التربة.

٢- تعمل كبريتات الأمونيوم على زيادة حامضية التربة لذلك يجب معادلة التربة التى تعالج بصفة مستمرة بهذا النوع من الأسمدة.

٣- سماد فوسفات الأمونيوم سريع التأثير فى التربة ويمدها بنوعين من العناصر الأساسية وهما النيتروجين والفوسفور.

٤- يحتوي سماد اليوريا على نسبة عالية من النيتروجين (46%) وهو من أنسب الأسمدة التى تستخدم فى المناطق الحارة حيث أن درجة الحرارة المرتفعة تساعد على سرعة تفككه إلى أمونيا وثانى أكسيد الكربون.

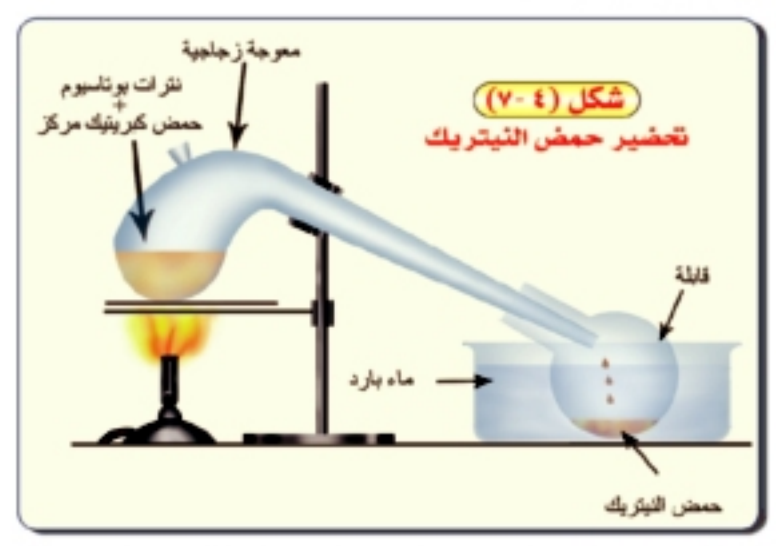
٥- سماد المستقبل النيتروجينى هو الأمونيا المسالة، حيث يمكن إضافته للتربة على عمق حوالى 12cm ، وسائل الأمونيا يتميز عن الأسمدة الأخرى بارتفاع نسبة النيتروجين حيث تصل إلى حوالى (82%) .

ثانياً: حمض النيتريك: HNO_3

تحضير حمض النيتريك فى المعمل :

تدريب عملى :

١- حضر الجهاز الموضح بالرسم شكل (٤ - ٧)



شكل (٤ - ٧)
تحضير حمض النيتريك

٢- ضع فى المعوجة الزجاجية نترات بوتاسيوم وحمض كبريتيك مركز وضع القابلة فى حوض به ماء بارد.

٣- سخن محتويات المعوجة بشرط ألا تزيد درجة الحرارة عن $100^{\circ}C$ واستقبل الحمض المتكون فى القابلة ثم اختبر خواصه.

$$2KNO_{3(s)} + H_2SO_{4(l)} \xrightarrow[\Delta]{conc.} K_2SO_{4(aq)} + 2HNO_{3(l)}$$

التجـــربة	المشاهــدة	الاستـنتاج
١- ما لون السائل المتكون؟ ٢- أضف إلى السائل المتكون محلول عباد الشمس الأزرق ماذا تشاهد؟ ٣- خذ كمية من السائل فى أنبوبة اختبار وأضف إليه خراطة النحاس مع التسخين ماذا تشاهد؟ ٤- خفف الحمض بكمية من الماء وأضف إليه برادة الحديد . ما لون الغاز المتصاعد وما تأثير الهواء عليه؟		

الخواص الكيميائية لحمض النيتريك :

١- يتحلل بالتسخين :

$$4HNO_{3(l)} \xrightarrow{\triangle} 4NO_{2(g)} + O_{2(g)} + 2H_2O_{(v)}$$

٢- عامل مؤكسد إذ ينتج من تحلله حراريًا غاز الأكسجين.

٣- مع الفلزات :

(أ) يتفاعل الحمض مع الفلزات التى تسبق الهيدروجين فى السلسلة الكهروكيميائية ويتكون نترات الفلز والهيدروجين الذرى الذى يختزل الحمض.

$$Fe_{(s)} + 4HNO_{3(aq)} \xrightarrow[dil.]{\triangle} Fe(NO_3)_{3(aq)} + 2H_2O_{(l)} + NO_{(g)}$$

(ب) أما الفلزات التى تلى الهيدروجين فى السلسلة الكهروكيميائية فإنها تتفاعل على أساس أن الحمض عامل مؤكسد حيث يتم أكسدة الفلز ثم يتفاعل الأكسيد مع الحمض.

$$3Cu_{(s)} + 8HNO_{3(aq)} \xrightarrow[dil.]{\triangle} 3Cu(NO_3)_{2(aq)} + 4H_2O_{(l)} + 2NO_{(g)}$$

$$Cu_{(s)} + 4HNO_{3(l)} \xrightarrow{conc.} Cu(NO_3)_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)} + 2NO_{2(g)}$$

(ج) بعض الفلزات لا يؤثر الحمض المركز فيها مثل الحديد والكروم والألومنيوم ويعزى ذلك إلى ظاهرة الخمول passivity ويعزى خمول الفلز إلى أن الحمض مؤكسد ويكون طبقة من الأكسيد غير مسامية واقية تمنع الفلز من التفاعل.

الكشف عن أيون النترات NO_3^-:

تجربة الحلقة البنية (Brown ring Test) :

١- محلول ملح النترات + محلول مركز من كبريتات الحديد (II) حديث التحضير.

٢- أضف قطرات من حمض الكبريتيك المركز باحتراس على الجدار الداخلى لأنبوبة الاختبار حيث يهبط الحمض إلى قاع الأنبوبة وتظهر حلقة بنية عند سطح الانفصال تزول بالرج أو التسخين.

$$2NaNO_{3(aq)} + 6FeSO_{4(aq)} + 4H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 3Fe_2(SO_4)_{3(aq)} + Na_2SO_{4(aq)} + 4H_2O_{(l)} + 2NO_{(g)}$$

$$FeSO_{4(aq)} + NO_{(g)} \longrightarrow FeSO_4 . NO_{(s)}$$

مركب الحلقة البنية

- كيف تميز بين أملاح النيترات والنيتريت ؟

بإضافة محلول برمنجنات البوتاسيوم المحمضة بحمض الكبريتيك المركز لمحلول الملح فإذا زال اللون البنفسجى للبرمنجنات يكون الملح نيتريت.

$$5KNO_{2(aq)} + 2KMnO_{4(aq)} + 3H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow 5KNO_{3(aq)} + K_2SO_{4(aq)} + 2MnSO_{4(aq)} + 3H_2O_{(l)}$$

وفي حالة عدم زوال لون البرمنجنات فإن الملح هو النيترات.

علل : لا يمكن إجراء اختبار اللهب لعناصر المجموعة 5A باستثناء As، Sb.

الأهمية الاقتصادية لعناصر المجموعة الخامسة 5A:


النيتروجين المسال (شكل ٤-٨)

(١) النيتروجين

- صناعة غاز الأمونيا «النشادر»
- صناعة الأسمدة النيتروجينية
- تزويد إطارات السيارات، لأن النيتروجين يقلل من احتمالات انفجارها، لعدم تأثره بسهولة بتغير درجة حرارة الجو، بالإضافة إلى أن معدل تسربه أقل من الهواء الجوى.
- ملء أكياس البطاطس الشيبسى، للحفاظ على قرمشة الرقائق، لخموله النسبى

يستخدم النيتروجين المسال فى حفظ ونقل الخلايا الحية وعلاج بعض أنواع الأورام الحميدة (الثآليل)

(٢) الفوسفور

- صناعة أعواد الثقاب الآمنة
- صناعة الأسمدة الفوسفاتية

- صناعة العديد من السبائك مثل سبيكة برونز الفوسفور «نحاس + قصدير + فوسفور» والتى يصنع منها مراوح دفع السفن.

- صناعة الألعاب النارية.

(٣) الزرنيخ (عنصر شديد السمية)

- يستخدم كمادة حافظة للأخشاب لتأثيره السام على الحشرات والبكتيريا والفطريات.

- يدخل فى تركيب ثالث أكسيد الزرنيخ الذى يستخدم لعلاج سرطان الدم «اللوكيميا»

(٤) الأنتيمون

- صناعة سبيكة «أنتيمون - رصاص» التى تستخدم فى صناعة بطاريات الرصاص الحمضية لأنها أصلب من الرصاص.

- تستخدم فى تكنولوجيا أشباه الموصلات، لصناعة أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء.

(٥) البزموت

- يستخدم مع الرصاص والكادميوم فى صناعة سبائك تستخدم فى صناعة الفيوزات لانخفاض درجة انصهارها.



التقويم

السؤال الأول

بين التركيب الإلكترونى للعناصر الآتية بطريقة:

١- مبدأ البناء التصاعدى، ثم بين أعداد تأكسدها الممكنة فى مركباتها:

البوتاسيوم $_{19}K$ - السيزيوم $_{55}Cs$

النيتروجين $_{7}N$ - الفوسفور $_{15}P$

السؤال الثانى علل لما يأتى:

أ- تتميز الفلزات القلوية بالنشاط الكيميائى.

ب- ضعف قوة الرابطة الفلزية بين ذرات فلزات المجموعة الأولى.

ج- استخدام السيزيوم فى صناعة الخلايا الكهروضوئية.

د- استخدام سوبر أكسيد البوتاسيوم فى الغواصات.

هـ-عدم استخدام الماء فى إطفاء حرائق الصوديوم.

و-عدم استخدام نترات الصوديوم فى صناعة البارود.

ز-صعوبة استخلاص فلزات الأقلاء من خاماتها بالطرق الكيميائية العادية.

ح-تعدد حالات تأكسد النيتروجين.

ط-يعتبر سياناميد الكالسيوم سماد زراعى.

ى- تستخدم سبائك البزموت مع الرصاص و الكادميوم والقصدير فى صناعة الفيوزات.

ك-يعتبر حمض النيتريك عامل مؤكسد.

ل- يفضل استخدام سماد اليوريا فى المناطق الحارة .

م-استخدام حمض الهيدروكلوريك المركز فى الكشف عن الأمونيا.

ن- يفضل تزويد إطارات السيارات بغاز النيتروجين بدلاً من الهواء الجوى.

ش- يستخدم الزرنيخ كمادة حافظة للأخشاب.

السؤال الثالث : كيف تميز عمليًا بين كل مما يأتى :

أ-نترات الصوديوم ونيتريت الصوديوم.

ب-كبريتات النحاس وكبريتات الألومنيوم.

السؤال الرابع: اكتب المعادلة الكيميائية التى توضح طريقة تحضير كربونات الصوديوم فى الصناعة.

السؤال الخامس: وضح أثر المواد الآتية على فلز الصوديوم:

حمض الهيدروكلوريك- الهيدروجين - الأكسجين - الماء .

السؤال السادس : اكتب معادلة تحضير حمض النيتريك فى المعمل مع رسم الجهاز المستخدم.

السؤال السابع اختر الاجابة الصحيحة:

أ- تزداد الصفة الفلزية فى عناصر المجموعة الأولى بزيادة.................

١-النسبة المئوية بالوزن فى القشرة الأرضية. ٢-درجة الغليان.

٣- العدد الذرى . ٤- درجة الانصهار .

ب- يحتوى جزىء الفوسفور فى الحاله البخارية على ....

١- ذرة واحدة ٢- ذرتين

٣- ثلاث ذرات ٤- أربع ذرات

ج-عند تفاعل سياناميد الكالسيوم مع الماء يتصاعد غاز............

١- الأمونيا ٢- الهيدروجين

٣- أكسيد النيتريك ٤- ثانى أكسيد النيتروجين

د- عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى في مركباتها هو ....

١ - (-1) ٢ - (+1) ٣ - (-2) ٤ - (+2)

هـ- يستخدم سوبر أكسيد البوتاسيوم فى الفواصات لاستبدال غاز ثانى أكسيد الكربون بغاز ....

١- الهيدروجين ٢- الأكسجين ٣- الأمونيا ٤- أول أكسيد الكربون

و- عند تعريض ساق زجاجية مبللة بحمض الهيدروكلوريك المركز لغاز الأمونيا تتكون سحب بيضاء كثيفة من ....

١- كربونات الأمونيوم ٢- كلوريد الأمونيوم

٣- كلوريد الهيدروجين ٤- كبريتات الأمونيوم

ز- عند إضافة محلول من كبريتات النحاس إلى محلول الصودا الكاوية ثم تسخين الراسب تتكون مادة ....

١- سوداء ٢- بيضاء ٣- صفراء ٤- حمراء

السؤال الثامن:

اشرح طريقة تحضير غاز النيتروجين من الهواء الجوى مع رسم الجهاز المستخدم وعليه البيانات وكتابة معادلات التفاعلات الحادثة